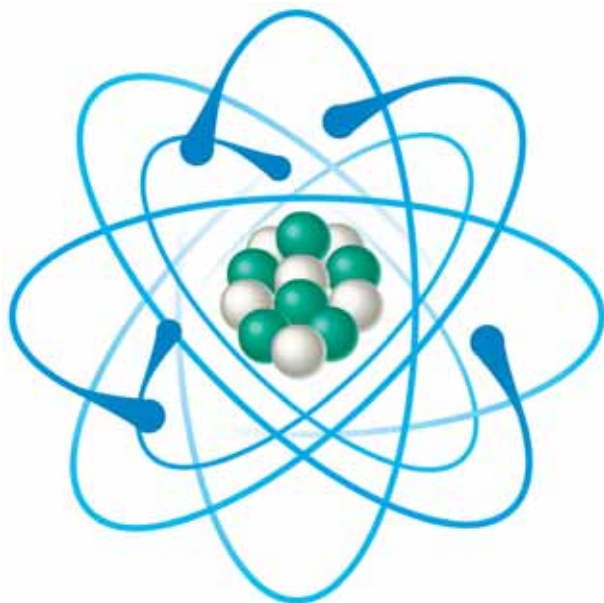


П. П. Попель, Л. С. Крикля

ХІМІЯ

Підручник

для 8 класу загальноосвітніх
навчальних закладів



Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України

а | Київ
Видавничий центр «Академія»
2016

УДК 547(075.3)
ББК 24.2я721
П57

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

(Наказ Міністерства освіти і науки України від 10.05.2016 р. № 491)

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Попель П. П.

П57 Хімія : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закл. /
П. П. Попель, Л. С. Крикля. — К. : ВЦ «Академія», 2016. —
240 с. : іл.

ISBN 978-966-580-482-6

Підручник підготовлено за програмою з хімії для 7—9 класів загальноосвітніх навчальних закладів. Він містить теоретичний матеріал із розділів «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома», «Хімічний зв'язок і будова речовини», «Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами», «Основні класи неорганічних сполук», практичні роботи, лабораторні дослідження, вправи, задачі, додатковий матеріал для допитливих, словник термінів, предметний покажчик, список літератури та інтернет-сайтів.

УДК 547(075.3)

ББК 24.2я721

Експерти, які здійснили експертизу цього підручника під час конкурсного відбору проектів підручників для учнів 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів і зробили висновок про доцільність надання підручнику грифа «Рекомендовано Міністерством освіти і науки України»:

Кир'ян О. Л., учитель гімназії № 71 м. Запоріжжя;

Степанова Л. В., завідувач лабораторії викладання хімії Вінницької академії неперервної освіти;

Баранець С. О., молодший науковий співробітник Інституту загальної та неорганічної хімії ім. В. І. Вернадського НАН України, кандидат хімічних наук

ISBN 978-966-580-482-6

© Попель П. П., Крикля Л. С., 2016

© ВЦ «Академія», оригінал-макет, 2016

Шановні восьмикласники!

На уроках хімії в 7 класі відбулося ваше знайомство із цікавою наукою про речовини та їх перетворення. Ви опанували хімічну мову, з'ясували, що називають хімічним елементом, як позначають їх та утворені ними речовини, навчилися записувати хімічні рівняння, здійснювати найпростіші хімічні розрахунки, виконувати досліди. Вам стало відомо, що речовин існує безліч, а частинок, із яких вони складаються, — лише три типи: атом, молекула і йон. Ви дізналися багато цікавого про Оксиген — один із найважливіших хімічних елементів, про властивості його простої речовини — кисню і сполуки з Гідрогеном — води. Довідалися про інші оксиди, а також продукти їх реакцій з водою — основи та кислоти.

У 8 класі хімія розкриє нові таємниці. Ви вже знаєте, що у світі хімічних елементів та простих речовин існує певний порядок. Про це свідчить періодичний закон, відкритий майже 150 років тому видатним ученим Дмитром Івановичем Менделєєвим. Невдовзі ви переконаєтесь у тому, що періодичний закон поширюється і на складні речовини.

На уроках хімії в цьому навчальному році йтиметься про будову атомів, молекул, йонів, про те, чому і як саме сполучаються найменші частинки в кожній речовині. Значну увагу буде зосереджено на найважливіших групах (класах) сполук, вивченні їх хімічних властивостей. Упевнені, що ви отримаєте задоволення від нових хімічних дослідів.

Як користуватися підручником

Робота з підручником буде ефективною, якщо учень знає і розуміє його структуру. На початку кожного параграфу вказано, яке значення має для вас викладений навчальний матеріал,

а в кінці параграфів сформульовано висновки. Текст, поданий дрібнішим шрифтом, призначений для учнів, які бажають розширити й поглибити свої знання з хімії. Додаткову інформацію і цікаві факти вміщено на полях. Основні означення виділено кольором, а нові терміни, важливі твердження і слова з логічним наголосом — курсивом. Текст до лабораторних дослідів і практичних робіт подано на кольоровому тлі.

Після кожного параграфа наведено завдання, вправи і задачі різних типів; вони розміщені переважно за зростанням складності. У кінці підручника містяться відповіді до деяких задач і вправ, словник основних термінів, а також предметний покажчик. Він допоможе швидко знайти сторінку підручника, на якій ідеться про певний термін, речовину, явище тощо. Наводимо список додаткової літератури, призначеної для тих, хто починає вивчати хімію.

Вдумлива робота з підручником допоможе вам глибше усвідомити зв'язки між складом, будовою і властивостями речовин, навчитися передбачати й пояснювати хімічні перетворення.

Підготовка до хімічного експерименту

До практичних робіт слід ретельно готуватися. Рекомендації щодо правил роботи і безпеки в хімічному кабінеті, наведені в підручнику для 7 класу, ви, безперечно, маєте виконувати і у 8 класі. Домашній експеримент здійснюйте лише з дозволу батьків.

Хімія — захоплююча наука. Ви вже переконалися, що вивчати її необхідно для того, щоб розуміти, як побудований навколишній світ, за якими законами він розвивається, щоб уміти використовувати різні речовини, не руйнуючи природу, а оберігаючи й примножуючи її багатства.

Бажаємо вам успіхів у навчанні.

Автори

1 розділ

Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома

Бурхливий розвиток науки хімії в останні півтора століття став можливим завдяки відкриттю Д. І. Менделєєвим періодичного закону. Цей закон допомагає пояснити багато хімічних фактів, прогнозувати та обґрунтовувати різні закономірності у світі речовин. Його зміст розкриває періодична система хімічних елементів, що містить найважливіші відомості про них, є незамінним джерелом інформації для тих, хто вивчає хімію або працює в цій галузі науки. Ваше перше знайомство з періодичною системою відбулося в 7 класі. Відтепер сфера її використання для вас розшириться.

Завдяки відкриттям у галузі будови атома періодичний закон отримав потужну теоретичну підтримку. З'ясувалося, що хімічний характер елементів залежить від кількості електронів та їх розміщення в атомах.

1 Перші спроби класифікації хімічних елементів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, як розвивалися уявлення про хімічний елемент;

- дізнатися про перші спроби класифікації хімічних елементів.

Розвиток уявлень про хімічний елемент. Давньогрецькі філософи вважали, що всі речовини складаються із чотирьох елементів-першоначал: вогню, повітря, води і землі. На їхню думку, ці «стихії» є носіями певних якостей, притаманних речовинам, — теплоти, холоду, вологості й сухості. Таких поглядів дотримувалися й алхіміки.

Термін «елемент», який за змістом наближається до сучасного, з'явився в науці у XVII ст. Англійський хімік Р. Бойль назвав елементом те, що є межею розкладу речовини. Якби ми жили тоді, то сказали б, що елемент — це атом. Такий смисл вкладав у слово «елемент» і М. В. Ломоносов.

Французький учений А.-Л. Лавуазьє вважав елементом просту речовину, бо її не можна розкласти на інші речовини. Однак нині відомо, що не розкладається й чимало складних речовин, наприклад оксиди SiO_2 , Al_2O_3 , а проста речовина озон легко перетворюється на іншу просту — кисень: $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$. Не розрізняв елемента і простої речовини також англійський учений Дж. Дальтон. Пізніше Д. І. Менделєєв висловив таку думку: «Просте тіло є речовиною... а під елементом слід розуміти складники простих і складних тіл».

На початку XX ст. учені встановили, що атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. Відтоді почали визначати хімічний елемент як *вид атомів із певним зарядом ядра*. Нині, характеризуючи якісний склад води, ви скажете, що ця речовина утворена молекулами, які містять атоми двох видів (із зарядами ядер +1 і +8). Інакше кажучи, вода є сполукою двох елементів — Гідрогену та Оксигену.

Перші спроби класифікації хімічних елементів. У часи становлення науки хімії вчені намагалися «навести порядок» серед кількох десят-

ків відомих тоді хімічних елементів, здійснити їх класифікацію.

Класифікація — це поділ об'єктів (предметів, живих організмів, явищ тощо) на групи або класи за певними ознаками.

У хімії існують класифікації елементів, речовин, хімічних реакцій.

► На які групи поділяють речовини? Назвіть відомі вам типи хімічних реакцій.

Класифікацію простих речовин, на основі якої пізніше виникла перша класифікація хімічних елементів, запропонував наприкінці XVIII ст. А.-Л. Лавуазьє. Він поділив прості речовини на *метали і неметали* (нині хімічні елементи, як вам відомо, поділяють на *металічні та неметалічні*). Така класифікація була надто загальною й недосконалою. Деякі прості речовини (наприклад, графіт, телур) за одними властивостями нагадували метали, а за іншими — неметали. Однак поділ простих речовин, а також хімічних елементів на дві великі групи відіграв важливу роль у розвитку хімії.

Серед металів і серед неметалів траплялися дуже схожі речовини. Їх учені об'єднали в окремі групи, які отримали такі загальні назви: лужні метали, лужноземельні метали, галогени, інертні газ.

Лужні метали. Це — літій, натрій, калій, рубідій, цезій, францій. Вони легкі, м'які (мал. 1), легкоплавкі, у хімічних реакціях виявляють дуже високу активність (мал. 2). Перебуваючи за звичайних умов на повітрі, лужні метали швидко взаємодіють із киснем, водяною парою. Тому їх зберігають у гасі в герметично закритих посудинах (мал. 3) або в ампулах, з яких видалено повітря. Указані метали назвали лужними, оскільки вони реагують з водою з утворенням лугів — розчинних основ із загальною формулою MOH .



Мал. 1.
Натрій можна
різати ножем



Мал. 2.
Реакція цезію
з водою

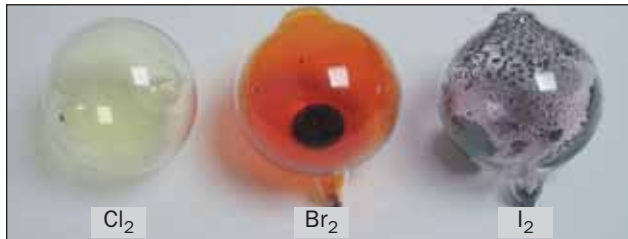


Мал. 3.
Так зберігають
лужні метали

Лужноземельні метали. До цих речовин належать магній, кальцій, стронцій, барій, радій. Вони нагадують лужні метали, реагують із багатьма речовинами, але не так активно. Продуктами їх реакцій з водою є луги¹ із загальною формулою $M(\text{OH})_2$.

Галогени. Так називають найактивніші неметали — фтор, хлор, бром, йод. Ці прості речовини складаються із двохатомних молекул: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . За звичайних умов фтор і хлор — гази, бром — рідина, а йод — тверда речовина (мал. 4). Найактивнішим серед галогенів та інших неметалів є фтор.

Галогени реагують із воднем з утворенням сполук, що мають формули HF , HCl , HBr , HI . Ці сполуки за звичайних умов є газами, добре розчиняються у воді. Галогени взаємодіють і з багатьма металами. Продукти таких реакцій — солі. Тому назва «галогени» походить від грецького слова *halos* — сіль (вам відома сполука Натрію з Хлором — NaCl , кухонна сіль).



Мал. 4.
Хлор, бром і йод

¹ Магній гідроксид до лугів не відносять.

Цікаво знати

Інертний газ гелій учені спочатку виявили на Сонці і тільки через 13 років — на нашій планеті.

Інертні гази. Ці прості речовини було відкрито у другій половині XIX ст. Вони отримали таку назву, оскільки не вступали в хімічні реакції. До інертних газів належать гелій, неон, аргон, криптон, ксенон, радон. Вони складаються не з молекул, як інші гази, а з атомів.

Елементи, від яких походять розглянуті прості речовини, мають аналогічні загальні назви: *лужні елементи, лужноземельні елементи, галогени, інертні елементи.*

Наприкінці 20-х років XIX ст. німецький учений В. Деберейнер розподілив частину подібних елементів на трійки, або *тріади*:



У першій тріаді опинилися лужні елементи, у другій — лужноземельні, у четвертій — галогени. Розмістивши елементи у тріадах за збільшенням відносних атомних мас, Деберейнер виявив цікаву закономірність: напівсума відносних атомних мас двох крайніх у тріаді елементів приблизно чи точно дорівнювала відносній атомній масі «центрального» елемента. Покажемо це для першої тріади:

$$\frac{A_r(\text{Li}) + A_r(\text{K})}{2} = \frac{7 + 39}{2} = 23 = A_r(\text{Na}).$$

Крім того, властивості простої речовини та сполук цього елемента виявилися «проміжними» порівняно із властивостями простих речовин і сполук двох сусідніх елементів.

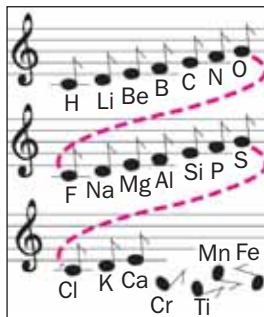
Сформувати тріади з інших елементів Деберейнеру не вдалося.

У 1865 р. англійський учений Дж. Ньюлендс розмістив відомі тоді хімічні елементи за зростанням відносних атомних мас у ряд:



Він помітив, що в багатьох випадках кожний восьмий елемент є подібним до обраного за перший. Схожими були й відповідні прості речовини. Цікаво, що таку особливість має звуковий ряд у музиці: кожна перша і восьма ноти мають однакові назви і схоже звучання.

Мал. 5.
«Октави»
хімічних
елементів



► Знайдіть у наведеному ряду елементи, подібні до Натрію та Флуору.

Закономірність, виявлену Ньюлендсом, назвали *правилом октав*. Вона спостерігалася на початку ряду елементів, але далі порушувалася (мал. 5). Наприклад, Манган був не схожим на Фосфор, а Ферум — на Сульфур. Число 8, як свідчить історія хімічної науки, спочатку вважалося якимось магічним, але після з'ясування будови атома воно отримало наукове обґрунтування.

Більш вдалу спробу класифікації хімічних елементів здійснив у 1862 р. німецький хімік Л. Мейер. Він запропонував таблицю, у якій розмістив елементи за зростанням відносних атомних мас (табл. 1). У її стовпчиках були елементи з однаковою валентністю. Учений включив до своєї таблиці 28 хімічних елементів, тобто значно менше, ніж було відомо на той час.

Таблиця 1

Таблиця хімічних елементів Л. Мейєра

Значення валентності					
IV	III	II	I	I	II
...	Li = 7,03	(Be = 9,3?)
C = 12,0	N = 14,04	O = 16,00	F = 19,0	Na = 23,05	Mg = 24,0
Si = 28,5	P = 31,0	S = 32,07	Cl = 35,46	K = 39,13	Ca = 40,0
...	As = 75,0	Se = 78,8	Br = 79,97	Rb = 85,4	Sr = 87,6
Sn = 117,6	Sb = 120,6	Te = 128,3	I = 126,8	Cs = 133,0	Ba = 137,1
Pb = 207,0	Bi = 208,0	(Tl = 204?)	...

Розглянуті спроби вчених об'єднати хімічні елементи створили передумови для відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону.

ВИСНОВКИ

Уявлення про хімічний елемент із розвитком науки змінювалися. Раніше хіміки не розрізняли хімічного елемента і простої речовини. Було відомо кілька груп подібних простих речовин; серед них — лужні метали, галогени. Пізніше вчені відкрили інертні гази.

Перші спроби класифікації хімічних елементів охоплювали лише їх частину і не мали достатнього обґрунтування.



1. Що раніше вважали хімічним елементом і як визначають його нині?
2. Виберіть ознаки, які були використані А.-Л. Лавуазьє, В. Деберейнером, Дж. Ньюлендсом, Л. Мейєром для класифікації простих речовин та хімічних елементів: властивості простих речовин, поширеність елементів у природі, склад характерних сполук, значення відносних атомних мас, значення валентності елементів.
3. Охарактеризуйте розміщення елементів кожної тріади Деберейнера в періодичній системі.
4. Зіставте відносну атомну масу Брому з напівсумою відносних атомних мас Хлору і Йоду.
5. Порівняйте ряд елементів Дж. Ньюлендса з їх послідовністю в періодичній системі Д. І. Менделєєва і знайдіть відмінності.

2 Періодичний закон Д. І. Менделєєва

Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про існування природного ряду хімічних елементів;

- уявити, як Менделєєвим був відкритий періодичний закон;
- зрозуміти зміст періодичного закону.

Проблема класифікації хімічних елементів захопила в 60-ті роки XIX ст. Д. І. Менделєєва (мал. 6). Він шукав закономірності та взаємозв'язки, які б охоплювали всі елементи, а не лише їх частину.

Мал. 6.
Д. І. Менделєєв у період пошуку закону, який мав об'єднати хімічні елементи



Мал. 7.
Початок ряду елементів*, складеного Менделєєвим

На той час було відомо 63 хімічні елементи. На кожний із них учений завів картку, в яку записав відносну атомну масу елемента, значення його валентності, відомості про просту речовину і сполуки. Менделєєв, як і його попередники, вважав найважливішою характеристикою елемента масу його атома. Розмістивши елементи в ряд за зростанням відносних атомних мас (мал. 7)¹, учений (як і раніше Дж. Ньюлендс) помітив, що через певні інтервали в ньому трапляються елементи, які утворюють схожі прості речовини і сполуки.

Ряд починався з неметалічного елемента Гідрогену, атом якого мав найменшу масу. За ним розміщувалися металічні елементи Літій

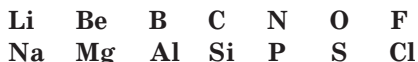
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	...
1	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	

* Під символом елемента вказано значення відносної атомної маси. На темніших картках — металічні елементи.

¹ Інертні елементи було відкрито пізніше.

і Берилій, потім — неметалічні елементи від Бору до Флуору, далі — знову металічні елементи і т. д. Отже, *хімічний характер елементів у ряду періодично повторювався.*

Менделєєв поділив складений ряд на кілька фрагментів (це — відомі вам *періоди*). Кожний фрагмент починався з типового металічного елемента (лужного) і закінчувався типовим неметалічним елементом (галогеном):



Учений виявив, що у фрагментах характер елементів, властивості простих речовин, склад і властивості аналогічних сполук змінюються поступово. Переконаємося в цьому й розглянемо один із фрагментів ряду елементів (мал. 8).

На першому місці в обраному фрагменті перебуває лужний елемент Натрій. Він є одновалентним, утворює дуже активні метал натрій, оксид Na_2O і луг NaOH . За Натрієм розміщений двовалентний Магній, від якого походять речовини з меншою хімічною активністю — метал магній, оксид MgO і малорозчинна основа $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Третє місце посідає тривалентний Алюміній. Його оксид і гідроксид за деякими хімічними властивостями відрізняються від аналогічних сполук Магнію. Наступні елементи — неметалічні: Силіцій, Фосфор, Сульфур і Хлор. Максимальні значення валентності цих елементів зростають від 4 до 7. Хімічна активність відповідних неметалів, а також кислот, які відповідають вищим оксидам елементів, підвищується; найактивнішими є хлор і кислота HClO_4 .

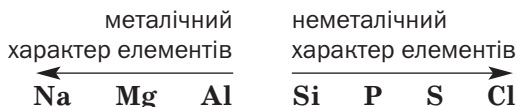
Викладене дає змогу зробити такий висновок: *металічний характер елементів у фрагменті*

Мал. 8.
Фрагмент
ряду хімічних
елементів*

Na I Na_2O NaOH	Mg II MgO $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Al III Al_2O_3 $\text{Al}(\text{OH})_3$	Si IV SiO_2 H_2SiO_3	P V P_2O_5 H_3PO_4	S VI SO_3 H_2SO_4	Cl VII Cl_2O_7 HClO_4
---	--	--	--	---	---	---

* Під символами елементів наведено максимальні значення валентності, формули вищих оксидів, відповідних гідроксидів, кислот.

їхнього ряду посилюється справа наліво, а неметалічний характер — зліва направо:



Ряд хімічних елементів, складений за зростанням атомних мас, Д. І. Менделєєв назвав *природним рядом*, тобто таким, що існує незалежно від людини в самій природі.

Закономірності, виявлені в природному ряду елементів, привели вченого до відкриття у 1869 р. *періодичного закону*, або *закону періодичності*:

властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень атомних мас.

Періодичність у хімії — це повторення (але не копіювання) хімічного характеру елементів, особливостей будови атомів, складу, будови і властивостей речовин через певну кількість елементів у їх природному ряду.

У часи Менделєєва рівень розвитку науки був не досить високим. Тому вченому не вдалося розкрити причину виявленої періодичності. Однак він вірив, що згодом це обов'язково станеться. Нині загальновідомо, що *періодичність у світі хімічних елементів зумовлена електронною будовою атомів*.

Менделєєв не обмежувався фактичним матеріалом, який мала хімічна наука. У разі порушення елементом загальної закономірності у природному ряду він радив хімікам перевірити значення його атомної маси. Учений передбачив не лише відкриття нових елементів, а й значення їх відносних атомних мас, властивості простих речовин, існування сполук у природі тощо.

Розташування деяких хімічних елементів у природному ряду не відповідає зростанню відносних атомних мас. Менделєєв розмістив, наприклад, Телур перед Йодом, хоча відносна атомна

маса Телуру трохи більша. Учений урахував, що проста речовина йод є активнішим неметалом, ніж проста речовина телур, теж неметал. Отже, неметалічний характер сильніше виражений в елемента Йоду, і його місце — після Телуру.

Періодичний закон — один з основних законів природи. Він розкриває єдність хімічних елементів і взаємозв'язок між ними. Вивчаючи хімію, ви часто звертатиметеся до цього закону, знайдете нові факти, що підтверджують його; користуючись ним, зможете передбачати хімічні властивості простих і складних речовин, імовірність перебігу реакцій за їх участю.

ВИСНОВКИ

Розмістивши хімічні елементи в ряд за зростанням відносних атомних мас, Д. І. Менделєєв відкрив періодичний закон. Учений сформулював його так: властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень атомних мас.

Періодичний закон є одним з основних законів природи. Він становить фундамент хімічної науки.



6. Skorиставshis'ya періодичною системою, скажіть, наскільки більше елементів відомо сьогодні, ніж було відомо Д. І. Менделєєву.
7. Як ви розумієте значення слова «періодичність»? Які зміни у природі можна охарактеризувати цим словом? Зіставте за змістом слово «періодичність» зі словами «неперервність», «поступовість».
8. Розмістіть елементи F, C, B, O, N у порядку послаблення їх неметалічного характеру.
9. У якого з елементів — Берилію чи Літію — металічний характер виражений яскравіше? Який із відповідних металів має бути активнішим у хімічних реакціях?
10. Періодичною чи поступовою є зміна максимальних значень валентності елементів у їх природному ряду? Відповідь проілюструйте прикладами.

11. Знайдіть у періодичній системі кілька пар елементів (крім згаданих у параграфі), у кожній з яких елемент із більшим порядковим номером має меншу відносну атомну масу.

3 Періодична система хімічних елементів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- користуватися різними варіантами періодичної системи;
- отримувати інформацію про хімічні елементи з періодичної системи;
- передбачати характер елемента за його розміщенням у періодичній системі.

Цікаво знати

Періодичну систему ще називають «великим узагальненням» елементів.

Періодична система — джерело відомостей про хімічні елементи. Після того як Д. І. Менделєєв поділив природний ряд хімічних елементів на фрагменти, він розмістив другий фрагмент під першим, третій — під другим і т. д. Утворилася таблиця, а в її стовпчиках опинилися подібні елементи: лужні, лужноземельні, галогени тощо. Так було створено *періодичну систему хімічних елементів*.

Періодична система елементів є невід’ємним атрибутом шкільного хімічного кабінету. Її можна знайти в кожному підручнику з хімії. Періодичною системою постійно послуговуються всі, хто вивчає або викладає хімію, досліджує речовини, оскільки в ній наведено найважливіші відомості про хімічні елементи. За розміщенням елемента в періодичній системі можна з’ясувати склад і будову його атома, передбачити хімічні властивості простої речовини, різних сполук.

Періодична система має форму таблиці. Тому її називають *табличним виразом періодичного закону*. Існують два основних варіанти системи — *короткий* (форзац І) і *довгий* (Додаток).

Цікаво знати

Гідроген розміщують у двох клітинках періодичної системи (у лівому і правому верхніх кутах).

Короткий варіант зручніший і компактніший; його використовуватимемо частіше.

Кожний хімічний елемент розміщено в певній клітинці періодичної системи (винятком є Гідроген). Вам відомо, що в ній записані

- символ елемента;
- його порядковий (атомний) номер;
- назва елемента;
- назва простої речовини, якщо вона відрізняється від назви елемента;
- значення відносної атомної маси.

► Які відомості можна отримати з періодичної системи про елемент № 9?

Зазначимо, що клітинки короткого варіанта періодичної системи містять ще й дані про електронну будову атомів. Її розглядатимемо пізніше.

У клітинках довгого варіанта системи наведено лише порядкові (атомні) номери, символи і назви елементів, а також назви деяких простих речовин.

Структура періодичної системи. Ви вже знаєте, що періодична система складається з *періодів* і *груп*.

Період — це фрагмент природного ряду елементів від лужного елемента¹ до інертного.

Кожний варіант періодичної системи має сім періодів. У довгому варіанті періодом є один рядок системи, а в короткому — один чи два сусідні рядки. Останній період містить порожні клітинки; три елементи, які мають у ньому перебувати, ще не відкрито.

Перший період (містить 2 елементи), другий і третій (по 8 елементів) називають малими періодами, а четвертий, п'ятий (по 18 елементів), шостий (32 елементи) і сьомий (у ньому поки що 29 елементів) — великими.

Періоди нумерують арабськими цифрами.

¹Перший період започатковує Гідроген.

Група — стовпчик елементів у короткому варіанті періодичної системи або два стовпчики в довгому варіанті.

Періодична система містить вісім груп елементів. Їх прийнято нумерувати римськими цифрами. Кожна група складається з двох підгруп — *головної* та *побічної*. Головні підгрупи позначено в періодичній системі літерою *a*, побічні — літерою *b*. У короткому варіанті системи символи елементів головних підгруп зміщено вліво від центра клітинок, а символи елементів побічних підгруп — вправо. Розпізнати підгрупи можна й так: клітинки елементів головних підгруп забарвлені в рожевий або жовтий колір, а елементів побічних підгруп — у синій або зелений.

Частина двох варіантів періодичної системи подано на малюнку 9.

Мал. 9.
Періоди, групи та підгрупи в довгому (а) і короткому (б) варіантах періодичної системи

Головні підгрупи
Побічні підгрупи

Група \ Період	Ia	IIa	IIIb	IVb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1	H											He
2	Li	Be					B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg					Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

а

Головні підгрупи

Періоди \ Групи	a I b	a II b	a III b	a IV b
1	H			
2	Li	Be	B	C
3	Na	Mg	Al	Si
4	K	Ca	Sc	Ti
	Cu	Zn	Ga	Ge
5	Rb	Sr	Y	Zr
	Ag	Cd	In	Sn
6	Cs	Ba	La	Hf
	Au	Hg	Tl	Pb
7	Fr	Ra	Ac	Rf
	Rg	Cn		Fl

Побічні підгрупи

б

- Назвіть елементи I та IV груп, які належать:
а) до головних підгруп; б) до побічних підгруп.

У нижній частині короткого і довгого варіантів періодичної системи є два окремі рядки, у кожному з яких перебувають 14 елементів. У верхньому рядку розміщено елементи із загальною назвою «лантаноїди» (тобто подібні до Лантану), а в нижньому — «актиноїди» (схожі на Актиній). Більшість цих елементів було відкрито у XX ст. Вони входять до природного ряду елементів і належать до побічної підгрупи III групи. Лантаноїди — елементи 6-го періоду, актиноїди — 7-го. Для зручності (щоб не ділити клітинки Лантану й Актинію для розміщення в них лантаноїдів та актиноїдів) ці елементи винесено за межі основного поля періодичної системи.

Знаючи місце елемента в періодичній системі, можна робити різні передбачення. Одне з них стосується хімічного характеру елемента. У 7 класі ви дізналися, що в довгому варіанті системи є ламана лінія, проведена від Бору до Астату. Ліворуч від неї перебувають металічні елементи, а праворуч — неметалічні. Деякі елементи, розміщені поблизу цієї лінії (Ge, Sb, Po), утворюють прості речовини, які за одними властивостями нагадують метали, а за іншими — неметали. У головних підгрупах містяться як металічні елементи, так і неметалічні, а в побічних — лише металічні елементи¹.

- Елементи яких типів розміщені в підгрупах Ia, Ib, IVa, IVb?

Найбільш схожими є елементи однієї підгрупи, а між елементами головної та побічної підгруп кожної групи нерідко існують суттєві відмінності.

¹ Елементи побічних підгруп називають перехідними.

ВИСНОВКИ

Періодична система хімічних елементів є табличним виразом періодичного закону.

Використовують два варіанти періодичної системи — короткий і довгий. Кожний варіант системи складається з періодів і груп; кожна група містить головну та побічну підгрупи.

Період — це фрагмент природного ряду елементів. Його започатковує лужний елемент, а завершує інертний. Група — стовпчик елементів у короткому варіанті періодичної системи або два стовпчики в довгому варіанті. У групах (підгрупах) містяться подібні елементи.

Ламана лінія в довгому варіанті періодичної системи поділяє її на дві частини. Зліва від цієї лінії перебувають металічні елементи, а справа — неметалічні.



12. Що називають періодом і групою хімічних елементів?
13. Скільки періодів у періодичній системі? Порівняйте їх за кількістю елементів.
14. Скільки груп у періодичній системі? Скільки підгруп має кожна група? Як їх називають і розрізняють?
15. Яка група періодичної системи містить найбільше елементів? Назвіть їх кількість.
16. Заповніть таблицю:

Хімічний елемент		Порядковий номер	Розміщення в періодичній системі		
			період	група	підгрупа
С					
			4	V	a
		26			

17. Назвіть елементи, які розміщені:
 - а) у 2-му періоді, V групі;
 - б) у 5-му періоді, IV групі, головній підгрупі;

в) у 4-му періоді, VII групі, побічній підгрупі;

г) у 6-му періоді, VIII групі, побічній підгрупі.

Для кожного елемента вкажіть порядковий номер.

18. Серед наведених чисел знайдіть ті, які відповідають порядковим номерам металічних і неметалічних елементів: 1, 6, 11, 16, 20, 30, 35.
19. За розміщенням у періодичній системі Бром, Магній, Манган, Селену вкажіть, металічним чи неметалічним є кожний елемент.
20. Назвіть по два елементи, що найбільш подібні до:
- | | |
|--------------|-------------|
| а) Стронцію; | в) Стануму; |
| б) Ніобію; | г) Хлору. |

4 Будова атома

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати будову атома і склад його ядра;
- визначати кількість протонів, нейтронів, електронів в атомі.

Складові частини атома. Уявлення давніх філософів про атом як найдрібнішу однорідну й неподільну частинку речовини не змінювалися протягом століть. Однак у другій половині XIX ст. вчені виявили, що в атомі містяться ще дрібніші частинки.

Із курсу хімії 7 класу вам відомо наступне:

- атом — це найменша електронейтральна частинка речовини, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів, що рухаються навколо нього (мал. 10);
- величина заряду ядра і кількість електронів в атомі збігаються з порядковим (атомним) номером елемента;
- ядро в десятки тисяч разів менше за атом;
- майже вся маса атома зосереджена в ядрі.

Подальші дослідження будови атома на початку XX ст. показали, що в ядрі містяться

Мал. 10.
Модель атома
Гідрогену —
елемента № 1



частинки двох типів — *протони*¹ і *нейтрони*². Їх загальна назва — *нуклони*³.

Протон має такий самий за значенням заряд, як і електрон, але позитивний: +1. Кількість протонів визначає заряд ядра атома і є такою самою, що й кількість електронів. Нейтрон — незаряджена частинка. Протон позначають p^+ , а нейтрон — n^0 .

Для характеристики частинок, які входять до складу атомів, як і для самих атомів, використовують не абсолютні, а відносні маси. Маса протона і нейтрона приблизно однакові і майже у 2000 разів більші за масу електрона. Значення відносних мас протона і нейтрона дорівнюють одиниці.

Отже, в атомі співіснують частинки трьох типів — із позитивним, негативним зарядами, а також ті, що не мають заряду (схема 1).

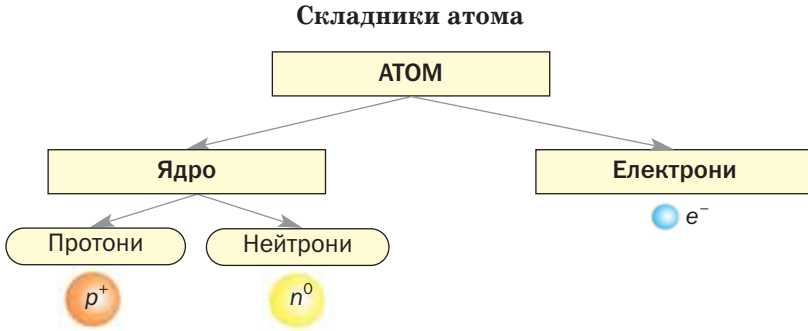
Електрони притягуються до ядра атома так званими електростатичними силами, однак не падають на нього, оскільки рухаються з високою швидкістю. Протони й нейтрони утримуються разом у ядрі завдяки дії особливих, «ядерних», сил. Природу цих сил повністю ще не з'ясовано.

Протонне і нуклонне числа. Кількість протонів в атомі називають *протонним числом*. Його вказують нижнім індексом зліва від символу елемента: ${}_4\text{Be}$.

¹ Термін походить від грецького слова *prōtos* — перший, найпростіший.

² Термін походить від латинського слова *neutrum* — ні те, ні інше.

³ Термін походить від латинського слова *nucleus* — ядро.



► Які значення протонних чисел мають елементи Флуор і Натрій?

Зважаючи на будову атома, можна дати таке означення хімічного елемента:

хімічний елемент — вид атомів із певним протонним числом.

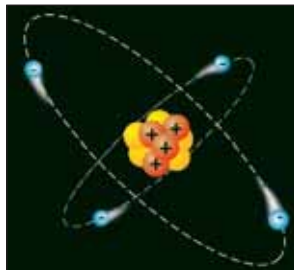
Сумарну кількість протонів і нейтронів в атомі називають *нуклонним числом*. Його позначають літерою A , а значення записують верхнім індексом зліва від символу елемента: ${}^9\text{Be}$.

Кількість нейтронів дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами. Цих частинок в атомі Берилію налічується $9 - 4 = 5$ (мал. 11).

Існує двадцять хімічних елементів, у кожного з яких усі атоми мають однакові нуклонні числа (вони майже збігаються з відносними атомними масами, наведеними в періодичній системі):

Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As,
Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au, Bi.

Нуклонне
число \rightarrow ${}^9\text{Be}$
Протонне
число \rightarrow ${}_4\text{Be}$



Мал. 11.
Модель атома
Берилію

- Визначте кількість протонів, нейтронів і електронів в атомах Флуору і Натрію.

Будь-який із решти елементів має атоми з різними нуклонними числами. Пояснення цьому ви знайдете в наступному параграфі.

Підсумуємо викладене вище і запишемо відповідні математичні вирази.

- Оскільки атом електронейтральний, він містить однакову кількість протонів і електронів, що дорівнює порядковому номеру елемента:

$$N(p^+) = N(e^-) = Z.$$

кількість протонів	кількість електронів	=	Z.	порядковий номер елемента
-----------------------	-------------------------	---	----	---------------------------------

- Кількість нейтронів у будь-якому атомі становить різницю між нуклонним числом і кількістю протонів (електронів) або порядковим номером елемента:

$$N(n^0) = A - Z.$$

кількість нейтронів	=	A	-	Z.	нуклонне число	порядковий номер елемента
------------------------	---	---	---	----	-------------------	---------------------------------

Для
20 елементів
 $A \approx A_r$

- Кількість нейтронів в атомах двадцяти елементів, указаних вище, можна обчислити, використавши значення відносних атомних мас:

$$N(n^0) = A_r - Z.$$

кількість нейтронів	=	A _r	-	Z.	відносна атомна маса	порядковий номер елемента
------------------------	---	----------------	---	----	----------------------------	---------------------------------

ВИСНОВКИ

Атом складається з ядра і електронів. Ядро має позитивний заряд; у ньому містяться протони та нейтрони і зосереджена майже вся маса атома. Кількість протонів та електронів в атомі однакова і збігається з порядковим номером елемента. Кількість нейтронів в атомі дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами.



21. Які частинки входять до складу атома? Чим вони різняться? Який склад атомного ядра?
22. Яких частинок у будь-якому атомі однакова кількість?
23. Чи існують елементи, в атомах яких немає: а) протонів; б) нейтронів?
24. Заповніть порожні клітинки в таблиці:

Елемент				Кількість в атомі		
назва	символ	порядковий номер (протонне число)	нуклонне число	протонів	електронів	нейтронів
Цезій						
					13	
		27				

25. Запишіть символи елементів Кобальту, Ауруму і Бісмуту разом із відповідними протонними і нуклонними числами.
26. Укажіть елемент, атом якого має найбільшу кількість електронів: Si, В, N, Cl.
27. Знайдіть у переліку елемент, атом якого має найменшу кількість протонів: С, Mg, K, Ar.
28. Укажіть елемент, атом якого має найбільшу кількість нейтронів: Sc, As, Mn.

5 Ізотопи. Сучасне формулювання періодичного закону

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, що таке ізотопи і нукліди;
- обчислювати відносну атомну масу елемента за його ізотопним складом;
- переконатися в тому, що поняття «відносна атомна маса», «відносна молекулярна маса» потребують уточнень;

- зрозуміти, чим сучасне формулювання періодичного закону відрізняється від того, що дав Менделєєв.

Ізотопи. Атоми одного елемента містять однакову кількість протонів та електронів, але не завжди однакову кількість нейтронів.

Види атомів одного елемента з різною кількістю нейтронів називають *ізотопами*¹.

Для елемента Гідрогену відомі три ізотопи. Кожний із них отримав назву і позначення (мал. 12). У природі найбільше атомів Гідрогену, ядра яких складаються лише із протона. На кілька тисяч таких атомів припадає один атом, у ядрі якого, крім протона, міститься ще й нейтрон. Ці два види атомів — Протій і Дейтерій — є природними ізотопами Гідрогену. Фізикам удалося добути в лабораторії атоми цього елемента із двома нейтронами в ядрі. Такий, штучний, вид атомів Гідрогену назвали Тритієм.

Мал. 12.
Ізотопи
Гідрогену



Нуклонні числа (сумарні кількості протонів і нейтронів) для ізотопів Гідрогену становлять 1, 2 і 3. Отже, *ізотопи* — це види атомів одного елемента з різними нуклонними числами.

Речовини, утворені ізотопами елемента, дещо різняться за фізичними властивостями. Густина «важкої» води, яка складається з моле-

¹ Термін походить від грецьких слів *isos* — однаковий і *topos* — місце. Ізотопи елемента «належать» одній клітинці періодичної системи.

кул D_2O , становить $1,104 \text{ г/см}^3$, а температура кипіння (за нормального тиску) — $+101,43 \text{ }^\circ\text{C}$. Для звичайної води (H_2O) ці фізичні характеристики вам добре відомі — $1,000 \text{ г/см}^3$ і $+100 \text{ }^\circ\text{C}$. Хімічні властивості обох речовин однакові. «Важка» вода, як і звичайна, взаємодіє з кальцій оксидом, фосфор(V) оксидом, іншими сполуками, деякими простими речовинами.

Багато елементів представлено в природі кількома видами атомів, тобто ізотопами, а для двадцяти елементів, згаданих у попередньому параграфі, існує лише по одному виду атомів (атоми кожного із цих елементів однакові).

Ізотопи позначають за допомогою символів або назв елементів із зазначенням нуклонного числа: ^1H , ^2H , ^3H , Хлор-35, Хлор-37. Використовують також повні позначення ізотопів — ^1_1H , ^2_1H , ^3_1H , $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$ (нижній індекс — порядковий номер елемента).

Ізотопи

^1H , ^2H , ^3H

Будь-який вид атомів називають нуклідом.

Нуклідами є види атомів різних елементів: ^1H , ^{12}C , ^{23}Na , ^{238}U , ^{35}Cl , ^{54}Fe , ^{109}Ag , ^{138}Ba та ін. Загальна кількість відомих нині нуклідів становить майже 2300.

Ізотопи — це нукліди (види атомів) одного елемента:

^1H , ^2H , ^3H — ізотопи Гідрогену;

^{12}C , ^{13}C — ізотопи Карбону.

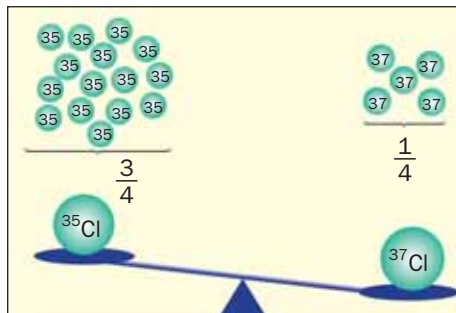
Обчислення відносних атомних мас елементів, які мають ізотопи. У природі існують два нукліди Хлору. Для одного виду атомів нуклонне число (відносна атомна маса) дорівнює 35, для іншого — 37. Учені виявили, що кількість «легких» атомів Хлору становить три чверті від загальної кількості атомів цього елемента, а «важких» атомів — одну чверть (мал. 13). За цими даними можна розрахувати відносну атомну масу Хлору:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{3}{4} \cdot 35 + \frac{1}{4} \cdot 37 = 35,5.$$

Нукліди

^1H , ^{12}C , ^{40}K

Мал. 13.
Ізотопи
Хлору



Числа $\frac{3}{4}$ і $\frac{1}{4}$ називають *атомними частками* ізотопів. Вони є відношеннями кількості атомів кожного нукліда до загальної кількості атомів елемента. Наведені атомні частки ізотопів Хлору можна виразити й у відсотках: 75 %, 25 %.

Атомну частку позначають грецькою літерою χ (читається «хі»). Знаючи атомні частки ізотопів елемента (χ_1, χ_2 і т. д.) у їх природній суміші та відповідні нуклонні числа (A_1, A_2 і т. д.), можна обчислити відносну атомну масу елемента за такою формулою:

$$A_r = \chi_1 \cdot A_1 + \chi_2 \cdot A_2 + \dots + \chi_n \cdot A_n.$$

Наводимо приклад розрахунку атомних часток двох нуклідів елемента за його відотною атомною масою.

ЗАДАЧА. Купрум має природні нукліди ^{63}Cu і ^{65}Cu . Обчислити їх атомні частки, використавши точне значення відносної атомної маси елемента.

Дано:

^{63}Cu

^{65}Cu

$\chi(^{63}\text{Cu})$ — ?

$\chi(^{65}\text{Cu})$ — ?

Розв'язання

1. Знаходимо в періодичній системі значення відносної атомної маси Купруму:

$$A_r(\text{Cu}) = 63,546.$$

2. Позначаємо атомну частку нукліда ^{63}Cu через x . Тоді атомна частка нукліда ^{65}Cu становитиме $1 - x$.

3. Обчислюємо атомні частки нуклідів Купруму, скориставшись формулою, наведеною в параграфі:

$$A_r(\text{Cu}) = \chi(^{63}\text{Cu}) \cdot 63 + \chi(^{65}\text{Cu}) \cdot 65;$$

$$63,546 = x \cdot 63 + (1 - x) \cdot 65;$$

$$2x = 65 - 63,546 = 1,454;$$

$$x = \chi(^{63}\text{Cu}) = 0,727, \text{ або } 72,7 \%;$$

$$\chi(^{65}\text{Cu}) = 1 - 0,727 = 0,273, \text{ або } 27,3 \%.$$

Відповідь: $\chi(^{63}\text{Cu}) = 72,7 \%$; $\chi(^{65}\text{Cu}) = 27,3 \%$.

Помітне відхилення значення відносної атомної маси елемента від цілого числа вказує на існування в природі щонайменше двох його нуклідів. Наприклад, Цинк ($A_r = 65,38$) має п'ять ізотопів (^{64}Zn , ^{66}Zn , ^{67}Zn , ^{68}Zn і ^{70}Zn), Станум ($A_r = 118,71$) — десять. Якщо ж відносна атомна маса елемента наближається до цілого числа, то це не є доказом наявності в елемента єдиного природного нукліда. Так, Алюміній ($A_r = 26,982$) має один нуклід ^{27}Al , але Бром ($A_r = 79,904$) — два нукліди ^{79}Br і ^{81}Br , атомні частки яких у їх природній суміші майже однакові (50,5 і 49,5 % відповідно).

► Поясніть, чому значення відносної атомної маси Гідрогену становить 1,0079, тобто майже 1, тоді як цей елемент має два природних ізотопи.

Уточнення важливих хімічних понять. Із курсу хімії 7 класу вам відомо, що відносна атомна маса та відносна молекулярна маса є відношеннями мас атома або молекули до $1/12$ маси атома Карбону. Однак атоми цього елемента, що існують у природі, не однакові. Карбон має три нукліди — ^{12}C (атомів цього виду — 98,89 % від загальної кількості атомів Карбону), ^{13}C і ^{14}C . За атомну одиницю маси обрано $1/12$ маси атома Карбону-12. Наводимо уточнені означення вказаних вище фізичних величин:

відносна атомна маса є відношенням маси атома до $1/12$ маси атома ^{12}C ;

відносна молекулярна маса є відношенням маси молекули до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Одна з відповідних розрахункових формул має такий вигляд:

$$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})}.$$

Сучасне формулювання періодичного закону.
Д. І. Менделєєв, як і його сучасники, ще не знав, яку будову має атом. Однак він був упевнений у тому, що причину періодичності у змінах хімічного характеру елементів і властивостей речовин слід шукати в самих атомах. Учений розумів, що періодичний закон потребує глибшого пізнання.

Відкриття складної будови атома допомогло встановити, що фундаментальною характеристикою кожного елемента є заряд ядра атома, а не маса, оскільки більшість елементів має ізотопи. Тому нині періодичний закон формулюють так:

властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів.

Д. І. Менделєєв розмістив у періодичній системі Йод після Телуру, хоча маса атома Йоду трохи менша. Підставою для цього були хімічний характер елементів, склад і властивості утворених ними речовин (с. 15). Тепер ми знаємо, що в ядрі атома Йоду міститься на один протон більше, ніж у ядрі атома Телуру, і порядковий номер Йоду має бути на одиницю більшим.

У періодичній системі є ще кілька пар елементів, які за значеннями атомних мас слід було б поміняти місцями. Серед них — Аргон і Калій. Відомо, що атом Калію містить на один протон більше. Але чому його відносна атомна маса менша, ніж Аргону? Обидва елементи мають по три природні нукліди. Аргон майже цілком складається з «важкого» нукліда ^{40}Ar ; таких атомів — 99,6 % від їх загальної кількості (існують ще нукліди ^{36}Ar і ^{38}Ar). У Калію переважає «легкий» нуклід ^{39}K ; його атомна частка становить 93,2 % (існують ще нукліди ^{40}K і ^{41}K).

Види атомів одного елемента з різною кількістю нейтронів називають ізотопами, а будь-який вид атомів — нуклідом. Ізотопи — це нукліди одного елемента.

Відносні атомна, молекулярна маси є відношеннями маси атома, молекули до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Періодичний закон нині формулюють так: властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів.



29. Що таке ізотопи, нукліди? Як їх позначають? Відповідь проілюструйте прикладами.
30. Скільки протонів, нейтронів та електронів має кожний із таких нуклідів: ^{20}Ne , ^{21}Ne , ^{40}K , ^{40}Ca , ^{192}Pt ?
31. Наведіть повні позначення таких нуклідів: Нітроген-15, Неон-22, Сульфур-33.
32. Чим різняться нукліди: Титан-50, Ванадій-50, Хром-50?
33. Ураховуючи, що в природі існують два нукліди Гідрогену (^1H , ^2H) і три нукліди Оксигену (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O), визначте, скільки може бути різновидів молекул води. Напишіть їх хімічні формули з позначенням нуклідів (на зразок $^1\text{H}^2\text{H}^{16}\text{O}$). Скільки значень маси може мати молекула води?
34. Один учень сказав, що відносна маса атома дорівнює відносній атомній масі відповідного елемента, наведеній у періодичній системі, а інший йому заперечив. Хто з учнів правий? Відповідь аргументуйте.
35. Природний Магній складається з ізотопів ^{24}Mg , ^{25}Mg та ^{26}Mg . Атомна частка першого нукліда становить 78,7 %, а другого — 10,1 %. Обчисліть відносну атомну масу елемента.
36. Елемент Бор має два природних нукліди. Атомна частка нукліда ^{11}B становить 80,43 %. Використавши точне значення відносної атомної маси Бору, наведене в періодичній системі, визначте другий нуклід цього елемента.
37. У чому відмінність між сучасним формулюванням періодичного закону і тим, яке дав Д. І. Менделєєв?

6

Сучасна модель атома

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти, що таке орбіталь, енергетичний рівень і підрівень;
- з'ясувати форми і розміщення орбіталей у просторі;
- визначати максимальну кількість електронів на енергетичному рівні та підрівні.

Цікаво знати

Електрон не вдається побачити навіть у найпотужніший мікроскоп.

Електронні орбіталі. Результати досліджень електронів свідчать про те, що ці частинки відрізняються від звичайних фізичних тіл. Точно визначити траєкторію руху електрона, його координати у просторі неможливо. Він може перебувати в будь-якій точці атома (мал. 14).

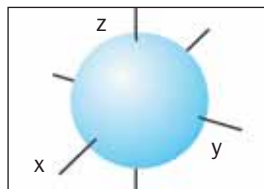
Частина простору в атомі, де перебування електрона найімовірніше, називають орбіталлю.

Орбіталь із електроном схожа на мікроскопічну хмару (існує термін «електронна хмара»). У ній розподілені і маса, і заряд електрона.

Орбіталі можуть мати кілька форм¹. Найпростіша серед них — *сферична* (мал. 15), тобто

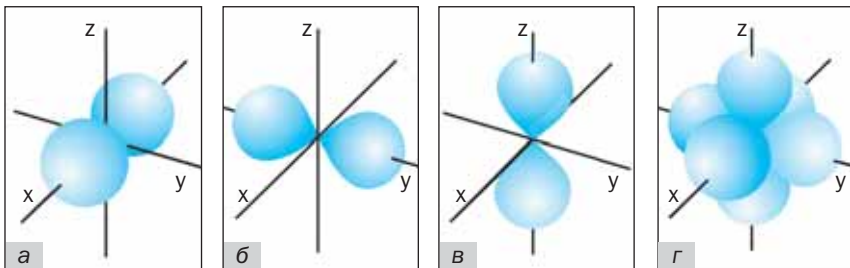


Мал. 14.
«Місця перебування» електрона в атомі Гідрогену



Мал. 15.
Сферична орбіталь (s-орбіталь)

¹ Форми орбіталей визначено за допомогою розрахунків.



Мал. 16.

Гантелеподібні орбіталі (p -орбіталі):

$a, б, в$ — p -орбіталі з різною орієнтацією в просторі;

$г$ — три p -орбіталі в одному атомі

форма кулі (в її центрі розміщене ядро атома). Таку орбіталь позначають літерою s , а електрон у ній називають s -електроном. Другий різновид форми — *гантелеподібна* (мал. 16). Її має p -орбіталь. Такі орбіталі розміщені в просторі вздовж осей x, y, z ; тому їх ще називають p_x -, p_y -, p_z -орбіталями. У них перебувають p -електрони. Існують ще d - і f -орбіталі, які мають складніші форми.

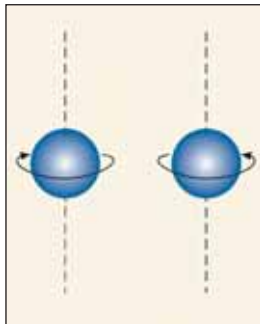
Будь-яку орбіталь спрощено зображують маленьким квадратом \square , а електрон у ній — стрілкою: $\square \uparrow$.

У кожній орбіталі може перебувати один або два електрони. Ці два електрони різняться між собою за ознакою, яку називають *спіном*¹. Її спрощено подають як обертання електрона навколо власної осі (так обертається наша планета, унаслідок чого відбувається зміна дня і ночі). Один з електронів обертається навколо цієї осі за годинниковою стрілкою, інший — проти неї, тобто має протилежний спін (мал. 17). Ці електрони позначають в орбіталі протилежно спрямованими стрілками:



¹Термін походить від англійського слова spin — обертатися.

Мал. 17.
Електрони
з різними
спінами



Орбіталь, у якій містяться два електрони, є заповненою. Якщо в орбіталі один електрон, то його називають *неспареним*, а якщо два — *спареними*.

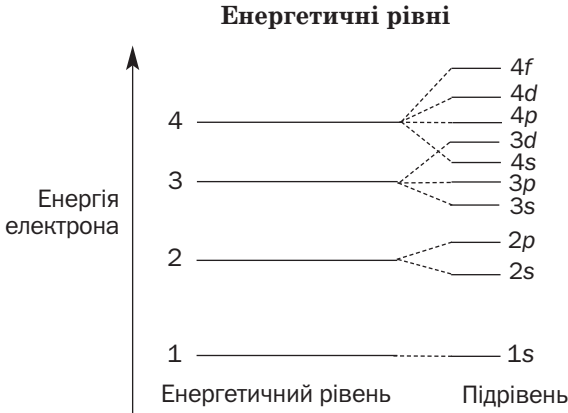
Енергетичні рівні. Найважливішою характеристикою електрона, яку можна визначити досить точно, є його *енергія*. Електрони, що займають в атомі одну чи кілька орбіталей однакової форми і розміру, мають однакову енергію.

Чим компактніша орбіталь і чим ближче до ядра перебуває електрон, тим його енергія менша.

Сучасна модель атома враховує енергію електронів. У цій моделі електрони розподіляють за так званими *енергетичними рівнями* (схема 2). Кожний енергетичний рівень заповнюють електронами з однаковою чи близькою енергією. Електрони першого рівня мають найменшу енергію; вони перебувають найближче до ядра атома. Другий рівень займають електрони з вищою енергією, третій — зі ще вищою і т. д.

Замість терміна «енергетичний рівень» нерідко використовують інший — «електронна оболонка».

Енергетичні рівні складаються з *підрівнів*, причому номер рівня вказує на кількість підрівнів. Так, у першого рівня є один підрівень, у другого — два, у третього — три, у четвертого — чотири і т. д. (схема 2).



Розподіл електронів за енергетичними рівнями. Кожний енергетичний рівень вміщує обмежену кількість електронів. Їх максимальну кількість визначають за формулою

$$N_{\max}(e^-) = 2n^2,$$

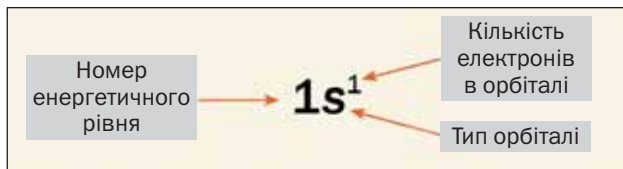
де n — номер рівня.

На *першому енергетичному рівні* може перебувати не більше $2 \cdot 1^2 = 2$ електронів. Вони розміщуються в одній орбіталі (сферичній), є s -електронами, мають одну й ту саму енергію, але різняться своїми спінами.

Заповнення електронами першого енергетичного рівня проілюструємо так званими електронними формулами (мал. 18) та їх графічними варіантами:



Мал. 18.
Електронна
формула



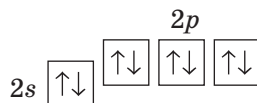
Другий енергетичний рівень може вмістити максимум $2 \cdot 2^2 = 8$ електронів. Два з них займають одну s -орбіталь, але більшого об'єму, ніж та,

що належить першому рівню. Вони також мають протилежні спіни. Решта (шість) електронів другого рівня є p -електронами. Оскільки в кожній орбіталі може перебувати не більше двох електронів, то p -орбіталей повинно бути $6 : 2 = 3$. Це орбіталі одного енергетичного рівня; вони мають однаковий об'єм і розміщені вздовж осей координат (мал. 16).

Електронна формула заповненого другого енергетичного рівня —



Сферична орбіталь для електрона вигідніша за гантелеподібну. Тому s -електрони другого енергетичного рівня мають трохи нижчу енергію, ніж p -електрони. Це можна показати у графічному варіанті електронної формули, розмістивши p -орбіталі вище, ніж s -орбіталі:



Отже, другий енергетичний рівень складається з двох підрівнів. Їх позначають так само, як і відповідні електрони: $2s$ -підрівень, $2p$ -підрівень (схема 2).

Третій енергетичний рівень уміщує не більше $2 \cdot 3^2 = 18$ електронів. На ньому є три підрівні — $3s$, $3p$ і $3d$. Якщо на s -підрівні може бути не більше 2-х електронів, на p -підрівні — не більше 6-ти, то максимальна кількість електронів на d -підрівні становить $18 - 2 - 6 = 10$. Це — d -електрони; вони займають п'ять орбіталей.

Цікаво знати

Електрони починають надходити у $3d$ -орбіталі після заповнення $4s$ -орбіталі.

- Запишіть електронну формулу та її графічний варіант для третього енергетичного рівня, повністю заповненого електронами.

Сучасна модель атома дає змогу відтворити його електронну будову, визначати можливості сполучення атома з іншими атомами, а також втрати атомом електронів чи їх приєднання. Усе це зумовлює хімічні властивості простих і складних речовин.

Частину простору в атомі, де перебування електрона найімовірніше, називають орбіталлю. Орбіталі мають кілька форм — сферичну (у такій орбіталі містяться *s*-електрони), гантелеподібну (у ній перебувають *p*-електрони) та деякі інші. Орбіталь може містити один або два електрони.

Властивість електрона, яка нагадує обертання навколо власної осі, називають спіном.

У сучасній моделі атома електрони розподіляють за енергетичними рівнями та підрівнями. Кожний рівень і підрівень вміщує обмежену кількість електронів.



38. Що таке орбіталь? Які форми мають *s*- і *p*-орбіталі?
39. Як розміщені у просторі *p*-орбіталі одного атома? Чому в позначенні *s*-орбіталі немає індексу (наприклад, s_x)?
40. Знайдіть відповідність:
- | | |
|--|--------------------------------------|
| 1) <input style="width: 40px; height: 25px; border: 1px solid black;" type="checkbox"/> | а) заповнена орбіталь; |
| 2) <input style="width: 40px; height: 25px; border: 1px solid black; text-align: center;" type="text" value="↑"/> | б) спарені електрони; |
| 3) <input style="width: 40px; height: 25px; border: 1px solid black; text-align: center;" type="text" value="↑↓"/> | в) електрони з протилежними спінами; |
| | г) неспарений електрон; |
| | г) порожня (вакантна) орбіталь. |
41. Назвіть характеристики, за якими один електрон може відрізнитися від іншого чи бути подібним до нього.
42. Енергія якої частинки менша: *s*-електрона на 1-му енергетичному рівні чи *p*-електрона на 2-му енергетичному рівні? Відповідь поясніть.
43. Чи завжди енергія електрона 3-го енергетичного рівня більша, ніж електрона 2-го рівня? Чи зміниться відповідь, якщо порівнювати енергію електрона 4-го рівня і електрона 3-го рівня? Використайте схему 2.
44. Який запис дає більше інформації про електрони: електронна формула чи її графічний варіант? Чому?
45. Серед указаних підрівнів назвіть ті, які в атомі неможливі: $6p$, $2d$, $1p$, $5s$.

7 Електронна будова атомів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти, що електронна будова атома відповідає його стану з найменшою енергією;
- складати електронні формули атомів;
- прогнозувати можливі значення валентності елементів.

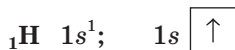
Розміщення електронів в атомах. Усе в навколишньому світі прагне перейти у стан із найменшою енергією. Такий стан є найстійкішим і тому найвигіднішим. Принцип найменшої енергії визначає й електронну будову атома.

Електрони в атомі розміщуються так, щоб їхня енергія була мінімальною.

Розглянемо, як заповнюють електрони енергетичні рівні та підрівні в атомах різних елементів.

Атом елемента № 1 Гідрогену містить лише один електрон. Згідно із принципом найменшої енергії цей електрон має перебувати якомога ближче до ядра, тобто належати першому енергетичному рівню і займати $1s$ -орбіталь.

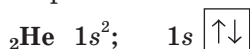
Електронна формула атома Гідрогену¹ та її графічний варіант такі:



Атом елемента № 2 Гелію містить два електрони. Чи може другий електрон надійти на перший енергетичний рівень? Так, бо максимальна «ємність» першого рівня — 2 електрони. Ці частинки перебуватимуть в одній орбіталі й матимуть різні спіни.

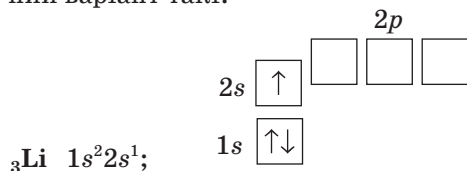
¹ Запис електронної формули атома ще називають електронною конфігурацією.

Запишемо електронну формулу атома Гелію та її графічний варіант:



В атомі елемента № 3 Літію — 3 електрони. Два електрони займають $1s$ -орбіталь; перший енергетичний рівень заповнюється, і третій електрон надходить на другий рівень (схема 2). Із $2s$ - і $2p$ -орбіталей він «обирає» ту, яка має нижчу енергію, тобто $2s$ -орбіталь.

Електронна формула атома Літію та її графічний варіант такі:



Електрони на останньому енергетичному рівні атома називають *зовнішніми*. В атомі елемента Літію — один зовнішній електрон; він перебуває у $2s$ -орбіталі.

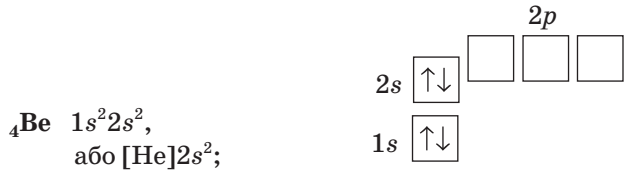
Щоб виділити в атомі зовнішні електрони, використовують скорочений запис електронної формули. Для атома Літію він є таким: $[\text{He}]2s^1$. Символ елемента Гелію у квадратних дужках означає, що внутрішня електронна оболонка атома Літію така сама, як і електронна оболонка атома Гелію ($1s^2$). Скорочені записи електронних формул атомів містяться в короткому варіанті періодичної системи (форма I, мал. 19).

Мал. 19.
Клітинка
Літію
в періодичній
системі

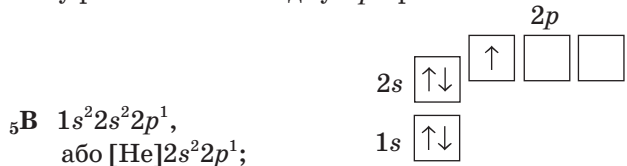
Li Літій [He]2s ¹	3 6,941
---	-------------------

Іноді електронні формули атомів записують, зазначаючи лише зовнішні електрони. Така формула для атома Літію — $\dots 2s^1$.

В атомі елемента № 4 Берилію — 4 електрони. Четвертий електрон «складає пару» третьому й розміщується у $2s$ -орбіталі:



Атом елемента № 5 Бору має 5 електронів. П'ятий електрон належить другому енергетичному рівню і займає одну з p -орбіталей:

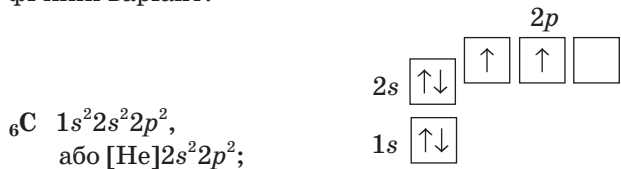


Цікаво знати

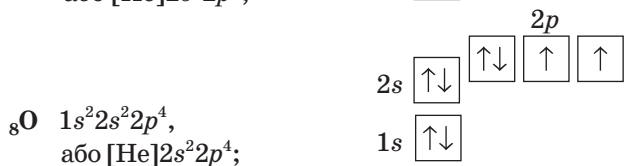
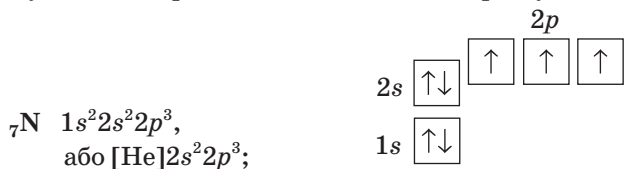
Електронну будову атомів елементів, відкритих останнім часом, остаточно не з'ясовано.

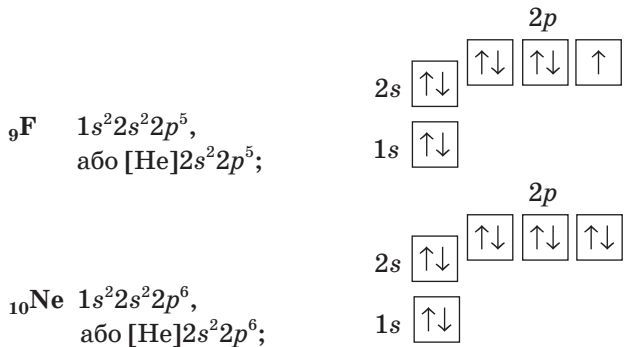
В атомі елемента № 6 Карбону з'являється шостий електрон. Він може або «підселитися» до п'ятого електрона в p -орбіталь, або зайняти вільну p -орбіталь. Реалізується друга можливість: електрони, маючи однойменні заряди, відштовхуються один від одного; їм вигідніше перебувати в різних орбіталах.

Електронна формула атома Карбону та її графічний варіант:



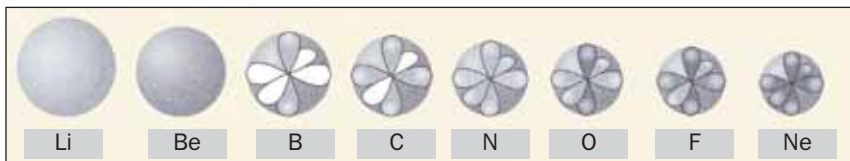
Ураховуючи те, що кожен електрон намагається зайняти порожню орбіталь останнього підрівня, а в разі її відсутності «підселяється» до іншого електрона (ці електрони матимуть протилежні спіни), запишемо електронні формули атомів решти елементів 2-го періоду:



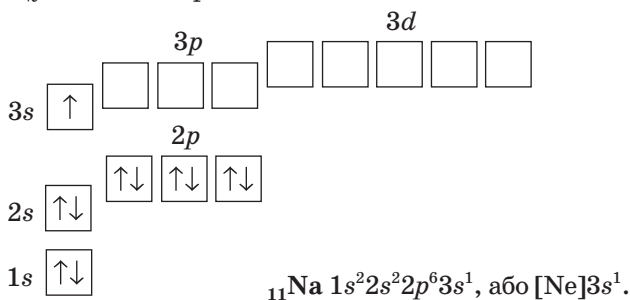


Мал. 20.
Атоми
елементів
2-го періоду

Атоми елементів 2-го періоду з орбітальми зовнішнього енергетичного рівня зображено на малюнку 20 (напівзаповнені орбіталі — світло-сірі, повністю заповнені — темно-сірі).



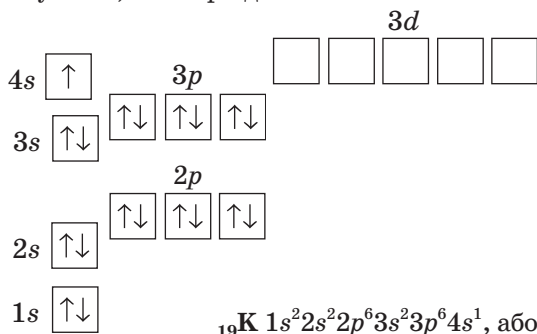
В атомі елемента № 11 Натрію починається заповнення третього енергетичного рівня. На ньому з'являється один електрон, який розміщується в $3s$ -орбіталі:



► Виведіть електронні формули атомів решти елементів 3-го періоду.

Зверніть увагу: кількість енергетичних рівнів атома, на яких перебувають електрони, збігається з номером періоду, де міститься елемент.

Тепер складемо електронну формулу атома Калію (елемент № 19), який започатковує наступний, 4-й період:



В атомі елемента Кальцію 20-й електрон також розміщується в 4s-орбіталі, маючи протилежний спін.

► Запишіть електронну формулу атома Кальцію.

Ви бачите, що в кожному атомі немає електронів з однаковими характеристиками. Вони розміщуються або в різних орбіталах, або в одній, але з різними спінами.

При складанні електронних формул атомів інших елементів 4-го періоду потрібно враховувати, що енергія електронів на підрівнях зростає в такому порядку (схема 2):



В атомах Хрому і Купруму послідовність заповнення орбіталей дещо порушується: один електрон переходить із 4s-орбіталі в 3d-орбіталь (форзац I).

Зовнішні електрони атома і валентність елемента. Атом Гідрогену має єдиний електрон. Значення валентності цього елемента дорівнює 1. На другому (останньому) енергетичному рівні атома Літію перебуває один електрон, а атома Флуору — сім електронів, серед яких один є неспареним. Літій і Флуор — одновалентні елементи. Атом двовалентного Оксигену містить два неспарені зовнішні електрони, а в атомі

Нітрогену, який може бути тривалентним, таких електронів — три.

Кількість неспарених електронів в атомі вказує на можливе значення валентності елемента.

Згодом ви дізнаєтесь про те, як прогнозувати інші значення валентності елементів з урахуванням наявності вакантних орбіталей в атомах.

ВИСНОВКИ

Електрони в атомі розміщуються так, щоб їхня енергія була мінімальною.

Електронні формули атомів складають, урахувавши послідовність зростання енергії електронів у різних орбіталях. Кожний енергетичний рівень заповнюють електронами, починаючи із *s*-орбіталі. Після цього заповнюють *p*-орбіталі, поміщаючи в кожну з них спочатку по одному електрону.

Кількість енергетичних рівнів з електронами, що має атом, збігається з номером періоду, в якому міститься елемент.

Кількість неспарених електронів в атомі вказує на можливе значення валентності елемента.



46. Атом елемента 2-го періоду на останньому енергетичному рівні має 6 електронів. Скільки серед них спарених електронів, а скільки — неспарених?
47. Атоми яких елементів 2-го періоду мають один неспарений електрон, два неспарені електрони?
48. Назвіть елемент, атом якого має таку електронну формулу:
 - а) $1s^2$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
 - в) $[\text{Ne}]2s^2 2p^5$;
 - г) $[\text{Ne}]3s^1$.
49. Назвіть два елементи, в атомах яких кількість усіх *s*- і всіх *p*-електронів однакова.
50. Яке значення валентності може мати елемент, якщо його атом має електронну формулу:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
 - б) $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$?

8 Періодичний закон і електронна будова атомів

Матеріал параграфу допоможе вам:

- зрозуміти фізичну суть періодичного закону;
- виявити зв'язок між номером групи, у якій міститься елемент, і кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома;
- пояснити зміну радіусів атомів елементів у періодах і підгрупах.

Фізична суть періодичного закону. Звернемо увагу на заповнення електронами зовнішніх енергетичних рівнів атомів перших 18 елементів (мал. 21). Бачимо, що в природному ряду хімічних елементів кількість зовнішніх електронів в атомах та їх розміщення в орбіталях періодично повторюються. Наприклад, в атомах Гідрогену, Літію, Натрію на останньому енергетичному рівні перебуває один s -електрон, в атомах Гелію, Берилію, Магнію — два s -електрони, в атомах Флуору, Хлору — два s -електрони і п'ять p -електронів.

Мал. 21.
Зовнішні енергетичні рівні атомів елементів перших трьох періодів

За кількістю зовнішніх електронів можна передбачити хімічний характер елемента. В атомах елементів 2-го і 3-го періодів Літію, Берилію, Натрію, Магнію, Алюмінію на останньому енер-

Період	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H $1s^1$ (I)*							He $1s^2$
2	Li $2s^1$ (I)	Be $2s^2$ (II)	B $2s^2 2p^1$ (III)	C $2s^2 2p^2$ (IV)	N $2s^2 2p^3$ (IV)	O $2s^2 2p^4$ (II)	F $2s^2 2p^5$ (I)	Ne $2s^2 2p^6$
3	Na $3s^1$ (I)	Mg $3s^2$ (II)	Al $3s^2 3p^1$ (III)	Si $3s^2 3p^2$ (IV)	P $3s^2 3p^3$ (V)	S $3s^2 3p^4$ (VI)	Cl $3s^2 3p^5$ (VII)	Ar $3s^2 3p^6$

* У дужках наведено значення валентності елемента (єдине або максимальне).

гетичному рівні перебуває невелика кількість електронів — від 1 до 3 (мал. 21). Це металічні елементи. В атомах неметалічних елементів кількість зовнішніх електронів більша — від 4 до 8.

Оскільки склад останнього енергетичного рівня атома впливає на хімічний характер елемента, то *періодичність зміни електронної будови атомів елементів спричиняє періодичність зміни складу і властивостей речовин*. У цьому полягає фізична суть періодичного закону.

Класифікація елементів за електронною будовою атомів. В основу однієї з класифікацій хімічних елементів покладено електронну будову атомів. Залежно від типу орбіталі, у якій перебувають електрони з найбільшою енергією, тобто зовнішні електрони, розрізняють *s-елементи*, *p-елементи*, *d-елементи* і *f-елементи*. Клітинки елементів у періодичній системі мають певний колір — рожевий (*s-елементи*), жовтий (*p-елементи*), синій (*d-елементи*), зелений (*f-елементи*).

s-Елементи (крім Гелію) належать до головних підгруп I та II груп, а *p-елементи* — до головних підгруп III—VIII груп. У побічних підгрупах містяться *d-елементи*, а *f-елементи* належать до побічної підгрупи III групи. Це — лантаноїди та актиноїди; їх винесено за межі основного поля періодичної системи.

Періодична система, електронна будова атомів і валентність елементів. Ви вже знаєте, що номер періоду, в якому розміщений елемент, указує на кількість енергетичних рівнів у його атомі. Згідно з інформацією, наведеною на малюнку 21, номер групи, у якій перебуває *s-* чи *p-елемент*, збігається з кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома.

Оскільки валентність елементів залежить від електронної будови їх атомів, слід чекати на існування зв'язку між розміщенням елемента в періодичній системі і значенням його валентності. Цей зв'язок ілюструють такі закономірності:

- максимальне значення валентності елемента збігається з номером групи, в якій він перебуває;

- значення валентності неметалічного елемента у сполуці з Гідрогеном або металічним елементом дорівнює різниці між числом 8 і номером групи, у якій розміщений неметалічний елемент;
- неметалічні елементи парних груп мають парні значення валентності, а неметалічні елементи непарних груп — непарні значення валентності.

Підтвердимо справедливність закономірностей на прикладі Сульфуру. Цей елемент міститься в VI групі періодичної системи й утворює сполуки, у яких виявляє парні значення валентності — 2, 4 і 6 (максимальне):



Існує кілька елементів, максимальні значення валентності яких відрізняються від номерів відповідних груп періодичної системи. Нітроген — елемент V групи, але максимальне значення його валентності дорівнює 4. Сталі значення валентності Оксигену (2) і Флуору (1) також не відповідають номерам груп (VI і VII). Чому це так, довідаєтесь на уроках хімії в старшій школі.

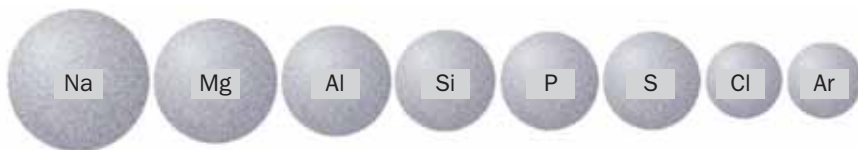
Зміна радіусів атомів елементів у періодах і підгрупах. Атом у нашій уяві є мікроскопічною кулькою з певним радіусом¹.

Радіус атома — це відстань від центра ядра до сферичної поверхні, якої торкаються орбіталі з електронами останнього енергетичного рівня.

Радіуси атомів залежать від зарядів ядер і кількості енергетичних рівнів, на яких розміщені електрони.

Атоми елементів одного періоду мають однакову кількість енергетичних рівнів з електронами, але різні радіуси (мал. 20, 22). Заряди ядер атомів елементів у періоді зростають. *Чим більший заряд ядра, тим ближче до нього перебувають електрони й тим радіус атома менший.*

¹ Радіуси окремого атома і такого, який міститься в речовині, різні.



Мал. 22.
Відносні
розміри атомів
елементів
3-го періоду

Таку залежність пояснює закон фізики, згідно з яким частинка з більшим зарядом сильніше притягує іншу, протилежно заряджену частинку.

Радіуси атомів елементів у періоді зменшуються зліва направо.

► Skorиставшись малюнком 22, зіставте радіуси атомів металічних і неметалічних елементів 3-го періоду.



Мал. 23.
Відносні
розміри атомів
елементів
головної
підгрупи
I групи

Тепер порівнюємо атоми елементів однієї підгрупи. У них зі збільшенням порядкового номера елемента зростає кількість енергетичних рівнів, на яких розміщені електрони. Це приводить до збільшення розмірів атомів (мал. 23). *Чим більше енергетичних рівнів має атом, тим його радіус більший.*

Радіуси атомів елементів у підгрупі зростають зверху донизу.

Зверніть увагу на заряди ядер атомів Літію, Натрію і Калію. Вони різко зростають: +3 (Li), +11 (Na), +19 (K). Це має посилити притягання електронів до ядра і спричинити зменшення радіусів атомів. Однак зростаючі позитивні заряди ядер значною мірою екрануються (ніби нейтралізуються) негативними зарядами «внутрішніх» електронів. Кількість таких електронів від Літію до Калію збільшується майже так само, як і величина зарядів ядер. Тому визначальним чинником, який впливає на радіуси атомів елементів цієї та інших підгруп, є кількість енергетичних рівнів, на яких перебувають електрони.

Фізична суть періодичного закону полягає в тому, що зі зростанням зарядів ядер періодично змінюється електронна будова атомів, що зумовлює періодичну зміну хімічного характеру елементів, їх валентності, властивостей простих речовин і сполук.

За електронною будовою атомів розрізняють *s*-, *p*-, *d*- і *f*-елементи.

Номер групи, у якій міститься *s*- чи *p*-елемент, вказує на кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома, а також на максимальне значення валентності елемента.

Радіуси атомів елементів у періоді зменшуються зліва направо, а в підгрупі зростають зверху донизу.



51. Поступово чи періодично змінюється зі зростанням порядкового номера елемента:
 - а) загальна кількість електронів в атомі;
 - б) кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні?
52. Випишіть у стовпчик усі символи елементів, що починаються з літери N. Після кожного символу вкажіть назву і тип відповідного елемента (*s*-, *p*-, *d*- чи *f*-елемент).
53. Не складаючи електронних формул, укажіть кількість електронів на останньому енергетичному рівні в атомах Cl, Pb, As, Kr.
54. Яку інформацію про хімічний елемент можна отримати з електронної формули атома?
55. Елементом яких типів належать такі електронні формули атомів:

а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;	в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?
б) $1s^2 2s^2 2p^1$;	
56. Що таке радіус атома? Від яких чинників залежить його значення?
57. Атом якого елемента в кожній парі має більший радіус: Si—P, F—Br, H—He, Na—Be? Відповіді поясніть.
58. З'ясувавши, як змінюються радіуси атомів у рядках елементів Be—Mg—Al і Be—B—Al, оберіть правильну відповідь:
 - а) радіус атома Берилію більший, ніж атома Алюмінію;
 - б) радіус атома Алюмінію більший, ніж атома Берилію;
 - в) радіуси атомів Берилію та Алюмінію майже однакові.
59. Назвіть елемент, атом якого, на вашу думку, має: а) найменший радіус; б) найбільший радіус. Поясніть ваш вибір.

9 Характеристика хімічного елемента

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, що означає охарактеризувати хімічний елемент;
- скласти характеристику елемента.

Зрозумівши суть періодичного закону, знаючи, яка інформація про хімічні елементи міститься у періодичній системі, і спираючись на електронну будову атома, ви можете скласти характеристику елемента. Пропонуємо це робити за таким планом:

1. Назва і символ елемента, його місце в періодичній системі (номер періоду, номер групи, головна чи побічна підгрупа). Назва простої речовини.

2. Відносна атомна маса.

3. Склад атома, тобто кількість у ньому протонів, нейтронів (якщо елемент належить до двадцяти елементів, які мають по одному природному нукліду) й електронів.

4. Електронна будова атома, тобто розміщення електронів на енергетичних рівнях і підрівнях.

5. Тип елемента (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-), його хімічний характер (металічним чи неметалічним є елемент).

6. Максимальне і мінімальне значення валентності (за номером групи періодичної системи, у якій міститься елемент).

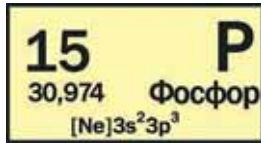
7. Тип простої речовини, утвореної елементом (метал чи неметал).

ВПРАВА. Скласти характеристику Фосфору.

Розв'язання

1. Елемент Фосфор міститься в 3-му періоді, у V групі, головній підгрупі. Символ елемента — P. Оскільки назви простої речовини у клітинці періодичної системи немає (мал. 24), то вона така сама, як і назва елемента. Зауважимо, що елемент утворює кілька простих речовин. Найважливіші серед них — червоний і білий фосфор.

Мал. 24.
Клітинка Фосфору
в періодичній системі



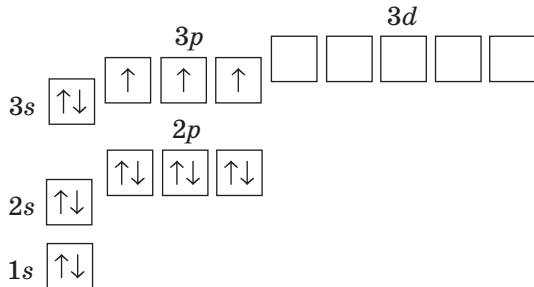
2. Відносна атомна маса елемента — 30,974.

3. Порядковий номер елемента (протонне число) — 15. Це число вказує на те, що до складу атома Фосфору входять 15 протонів і 15 електронів.

Фосфор є одним із двадцяти елементів (с. 23), які мають по одному природному нуклід. Нуклонне число для цього нукліда отримуємо, округлюючи значення відносної атомної маси Фосфору до цілого числа: $30,974 \approx 31$. Позначення нукліда — ^{31}P . Кількість нейтронів у ядрі нукліда дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами: $31 - 15 = 16$.

4. Оскільки Фосфор міститься в 3-му періоді, то електрони в його атомі розташовані на 3-х енергетичних рівнях. Перший і другий рівні заповнені; на них перебуває відповідно 2 і 8 електронів (такою є електронна будова атома елемента № 10 Неону). На третьому, зовнішньому, рівні містяться 5 електронів (їх кількість для елемента головної підгрупи збігається з номером групи): два електрони — на 3s-підрівні і три — на 3p-підрівні.

Електронна формула атома Фосфору — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, або $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$. Її графічний варіант (із позначенням заповнених і вакантних *d*-орбіталей останнього енергетичного рівня) такий:



5. Фосфор належить до *p*-елементів, оскільки при заповненні електронами орбіталей атома останній електрон надходить у *p*-орбіталь. Фосфор — неметалічний елемент; він перебуває в довгому варіанті періодичної системи справа від ламаної лінії.

6. Максимальне значення валентності Фосфору дорівнює 5 (це елемент V групи), а мінімальне значення становить $8 - 5 = 3$ (визначаємо за правилом, наведеним у попередньому параграфі).

7. Оскільки Фосфор — неметалічний елемент, то його прості речовини є неметалами.

Звернемо увагу на елемент, який розміщують у двох клітинках періодичної системи. Це — Гідроген; його можна знайти в головних підгрупах I та VII груп. Кожний варіант розташування елемента має свої підстави.

Гідроген, як і лужні елементи, є одновалентним. Його атом містить на останньому (єдиному) енергетичному рівні один електрон. Водночас Гідроген подібний до галогенів. Це неметалічний елемент. Значення його валентності збігається з мінімальним значенням валентності галогенів. Проста речовина Гідрогену — газ водень H_2 — складається з двохатомних молекул, як і галогени F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , а також має деякі спільні з ними властивості.

Якому ж варіанту розміщення Гідрогену в періодичній системі слід надати перевагу? Однозначної думки у хіміків немає. Тому цей елемент можна виявити і в першій, і в сьомій групі. При складанні характеристики Гідрогену слід урахувати обидва варіанти його розміщення в періодичній системі.

ВИСНОВКИ

Хімічний елемент характеризують, указуючи його місце в періодичній системі, відносну атомну масу, склад і електронну будову атома, хімічний характер, тип (за електронною будовою атома), максимальне і мінімальне (для неметалічних елементів) значення валентності. Крім цього, зазначають назву і тип простої речовини елемента.



60. За планом, наведеним у параграфі, охарактеризуйте:

а) Літій;

в) Алюміній;

б) Флуор;

г) Сульфур.

61. У поданому переліку вкажіть елементи, для яких не можна визначити кількість нейтронів у ядрі атома за відносною атомною масою: Na, Cl, H, Al, Fe.

62. Назвіть кілька елементів, максимальне значення валентності яких дорівнює 7.
63. Для яких елементів максимальні значення валентності не збігаються з номерами груп, де вони розміщені?
64. Неметалічні елементи якої групи періодичної системи мають мінімальне значення валентності, що дорівнює 2?
65. У чому подібні водень і хлор — проста речовина елемента VII групи? Чим відрізняється водень від натрію — простої речовини елемента I групи?

10

Періодична система, хімічний характер елементів і властивості простих речовин

Матеріал параграфа допоможе вам:

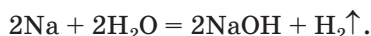
- з'ясувати, як змінюється характер елементів у періодах і головних підгрупах;
- передбачати хімічні властивості простих речовин та їх активність з урахуванням розміщення елементів у періодичній системі.

Хімічний характер елементів. Ви знаєте, що існують металічні та неметалічні елементи. Перші розміщені в періодичній системі на початку кожного періоду і в середині великих періодів. Їхні атоми мають на зовнішньому енергетичному рівні, як правило, від одного до трьох електронів. Неметалічні елементи завершують періоди. Зовнішніх електронів у їхніх атомах більше — від 4 до 8:

Період	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
3	Na ...3s ¹	Mg ...3s ²	Al ...3s ² 3p ¹	Si ...3s ² 3p ²	P ...3s ² 3p ³	S ...3s ² 3p ⁴	Cl ...3s ² 3p ⁵	Ar ...3s ² 3p ⁶
	Металічні елементи			Неметалічні елементи				

Металічні елементи утворюють прості речовини метали, а неметалічні — прості речовини неметали. *Хімічний характер елемента оцінюють передусім за хімічними властивостями його простої речовини*, тобто враховують, чи вступає вона в реакції, характерні для металів або неметалів, а якщо вступає, то наскільки активно.

Хімічна активність металів — простих речовин елементів одного періоду. Зіставимо активність простих речовин металічних елементів 3-го періоду в реакціях з водою. Помістимо шматочок натрію у воду, в яку добавлено 1—2 краплі розчину індикатора фенолфталеїну. Відразу виділяється газ (це супроводжується шипінням), а метал унаслідок виділення теплоти під час взаємодії речовин плавиться, і його блискачка кулька «бігатиме» по воді (мал. 25), доки не зникне. Індикатор забарвлюється в малиновий колір, що свідчить про утворення лугу:



Магній вступає в аналогічну реакцію лише при нагріванні (мал. 26)



а алюміній навіть у киплячій воді залишається незмінним.



Мал. 25.
Реакція натрію з водою (додавлено індикатор фенолфталеїн)



Мал. 26.
Відношення магнію до води (додавлено індикатор фенолфталеїн):
а — холодної;
б — гарячої



Na Mg Al
←
активність
зростає

Be
Mg
Ca
↓
активність
зростає

Отже, хімічна активність цих металів щодо води зростає від алюмінію до натрію.

Хімічна активність металів — простих речовин елементів головної підгрупи. Звернемо увагу на відношення до води трьох простих речовин елементів головної підгрупи II групи. Берилій не реагує з водяною парою навіть за досить високої температури, магній взаємодіє з гарячою водою, а кальцій вступає в реакцію з нею вже за звичайних умов.

► Складіть рівняння реакції кальцію з водою.

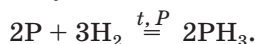
Дослідивши інші реакції за участю металів, можна виявити таку закономірність:

металічний характер елементів і хімічна активність металів посилюються в періодах справа наліво, а в головних підгрупах — згори донизу.

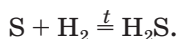
Ураховуючи цю закономірність, доходимо висновку: *типові металічні елементи перебувають у лівому нижньому куті довгого варіанта періодичної системи.* Це — Францій, Цезій, Радій.

Хімічна активність неметалів — простих речовин елементів одного періоду. Порівняємо особливості перебігу реакцій простих речовин неметалічних елементів 3-го періоду з воднем.

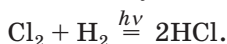
Силіцій не реагує з воднем, а фосфор вступає з ним у реакцію за температури понад 300 °C і підвищеного тиску:



Сірка починає взаємодіяти з воднем за температури 120 °C:

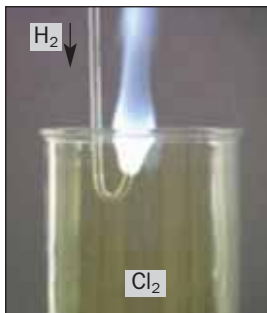


Суміш хлору з воднем при освітленні вибухає (у темряві реакція не відбувається):



Якщо водень підпалити на повітрі, а потім трубку, по якій він проходить, опускати в посудину з хлором, то горіння триватиме (мал. 27).

Мал. 27.
Горіння водню
в атмосфері
хлору



Si P S Cl₂
 $\xrightarrow{\hspace{1cm}}$
**активність
 зростає**

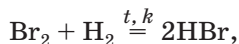
Ці та інші факти свідчать про те, що активність названих неметалів зростає від силіцію до хлору.

Аналогічну зміну хімічної активності спостерігаємо для неметалів, утворених елементами 2-го періоду. Азот реагує з воднем при нагріванні й за наявності каталізатора (продукт реакції — амоніак NH₃). Суміші кисню і водню, а також фтору і водню вибухають; перша — при підпалюванні, друга — за звичайних умов і навіть у темряві.

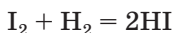
Останні елементи періодів утворюють найпасивніші неметали; ці прості речовини, як вам відомо, називають інертними газами.

Хімічна активність неметалів — простих речовин елементів головної підгрупи. Зіставимо перебіг реакцій із воднем галогенів — простих речовин елементів головної підгрупи VII групи.

Про реакції фтору і хлору з воднем ішлося вище; фтор виявляє більшу активність, ніж хлор. Бром взаємодіє з воднем лише при нагріванні й за наявності каталізатора



а реакція йоду з воднем



не відбувається повністю за будь-яких умов.

Отже, хімічна активність галогенів зростає від йоду до фтору.

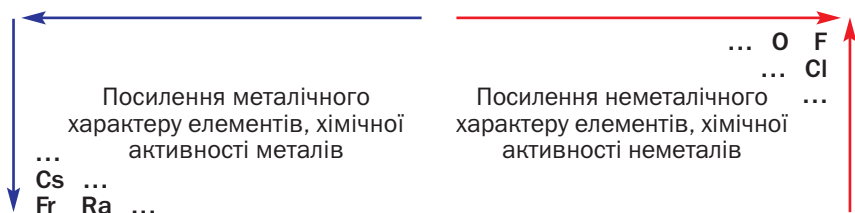
F₂
 Cl₂
 Br₂
 I₂
 \uparrow
**активність
 зростає**

Неметалічний характер елементів і хімічна активність неметалів посилюються в періодах зліва направо, а в головних підгрупах — знизу догори.

Типові неметалічні елементи перебувають у правому верхньому куті довгого варіанта періодичної системи. Це — Флуор, Хлор, Оксиген. Матеріал параграфа підсумовує схема 3.

Схема 3

Зміна хімічного характеру елементів і активності простих речовин у періодичній системі (довгий варіант, головні підгрупи)



ВИСНОВКИ

Хімічний характер елемента зумовлений хімічними властивостями його простої речовини.

Металічний характер елементів і активність металів посилюються в періодах справа наліво, а в головних підгрупах — згори донизу. Неметалічний характер елементів і активність неметалів посилюються в періодах зліва направо, а в головних підгрупах — знизу догори.

Типові металічні елементи перебувають у лівому нижньому куті довгого варіанта періодичної системи, а типові неметалічні елементи — у правому верхньому куті.



66. У чому виявляється хімічний характер елементів?
67. Який елемент 4-го періоду утворює найактивніший метал, а який — найактивніший неметал? Назвіть порядкові номери цих елементів і номери груп, у яких вони розміщені.
68. Яка проста речовина має бути активнішою в хімічних реакціях: літій чи натрій, калій чи кальцій, сірка чи селен, телур чи йод?
69. Назвіть елементи, які завершують періоди. До якого типу елементів вони належать і які прості речовини утворюють? Що ви знаєте про здатність цих речовин до хімічних перетворень?

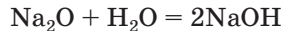
11

Періодична система і хімічні властивості сполук

Матеріал параграфу допоможе вам:

- дізнатися, як змінюється характер вищих оксидів елементів у періодах і головних підгрупах;
- передбачати хімічні властивості вищих оксидів і гідратів цих оксидів за розміщенням елементів у періодичній системі;
- з'ясувати хімічні властивості найважливіших сполук елементів з Гідрогеном.

Оксиди. Сполуки цього типу утворюють майже всі хімічні елементи. Частина оксидів взаємодіє з водою, перетворюючись на основи



або кислоти



Оксиди, яким відповідають основи, називають *основними* (Na_2O та ін.), а ті, яким відповідають кислоти, — *кислотними* (SO_3 та ін.).

Найхарактернішими і найважливішими для елементів є вищі оксиди, у яких елемент виявляє максимально можливе для нього значення валентності; воно збігається з номером групи періодичної системи, в якій міститься елемент.

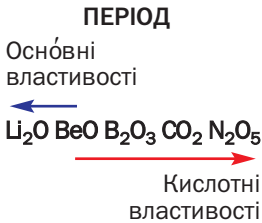
Простежимо, як змінюються властивості вищих оксидів залежно від розміщення елементів у періодичній системі.

Спочатку розглянемо вищі оксиди елементів 2-го періоду (табл. 2). Перший елемент цього періоду — металічний Літій. Він утворює основний оксид Li_2O . Другим є Берилій, теж металічний елемент. Оксид BeO має хімічні властивості, притаманні як основним, так і кислотним оксидам. Такі сполуки, як берилій оксид, називають амфотерними; їх докладно розглядатимемо в § 31.

Таблиця 2

Вищі оксиди елементів 2-го періоду

Елемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Формула оксиду	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—
Тип оксиду	Оснóвний	Амфотерний	Кислотний			—		



Інші елементи 2-го періоду є неметалічними елементами. Бор, Карбон і Нітроген утворюють кислотні оксиди B₂O₃, CO₂, N₂O₅. У перших двох сполук кислотні властивості виражені слабо, а у третьої — повною мірою.

Пояснимо, чому в таблиці 2 під символами Оксигену, Флуору і Неону містяться риски. Оксиду Оксигену, зрозуміло, не існує. Сполука OF₂ до оксидів не належить (пояснення — на с. 124); її назва — оксиген фторид. Інертний елемент Неон не утворює жодної сполуки.

Кислотні властивості вищих оксидів посилюються в періодах зліва направо, а оснóвні властивості — у протилежному напрямі.

Властивості вищих оксидів у головних підгрупах кожної групи елементів також змінюються поступово. Для прикладу візьмемо оксиди елементів III групи (табл. 3).

Таблиця 3

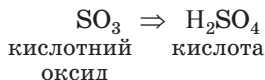
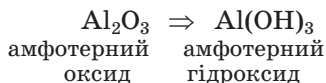
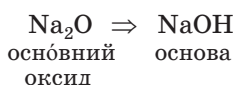
Вищі оксиди елементів
головної підгрупи III групи

Елемент	Формула оксиду	Тип оксиду
B	B ₂ O ₃	Кислотний
Al	Al ₂ O ₃	Амфотерний
Ga	Ga ₂ O ₃	
In	In ₂ O ₃	
Tl	Tl ₂ O ₃	Оснóвний

Оснóвні властивості вищих оксидів посилюються в головних підгрупах згори донизу, а кислотні властивості — у протилежному напрямі.

► Зіставте властивості оксидів елементів головної підгрупи II групи. Чи підтверджується щойно зроблений висновок?

Гідрати оксидів. Продуктами реакцій оксидів з водою є основи або кислоти; їх спільна назва — *гідрати оксидів*. Значна кількість оксидів не взаємодіє з водою, але відповідні гідрати оксидів існують (їх добувають іншими способами). Якщо така сполука походить від оснóвного оксиду, то вона є основою, якщо від кислотного — кислотою, а якщо від амфотерного оксиду — амфотерним гідроксидом:



Очевидно, що зміни оснóвних і кислотних властивостей гідратів оксидів у періодах і головних підгрупах мають бути такими самими, що й для оксидів.

Кислотні властивості гідратів оксидів посилюються в періодах зліва направо, а оснóвні властивості — у протилежному напрямі.

Оснóвні властивості гідратів оксидів посилюються в головних підгрупах згори донизу, а кислотні властивості — у протилежному напрямі.

Проілюструємо ці висновки відомостями про хімічний характер гідратів вищих оксидів елементів 2-го і 3-го періодів (табл. 4).

Гідрати вищих оксидів елементів 2-го і 3-го періодів

Періоди	Групи						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	LiOH основа (луг)	Be(OH) ₂ амф. гідроксид	H ₃ BO ₃ кислота *	H ₂ CO ₃ кислота *	HNO ₃ кислота ***	—	—
3	NaOH основа (луг)	Mg(OH) ₂ основа	Al(OH) ₃ амф. гідроксид	H ₂ SiO ₃ кислота *	H ₃ PO ₄ кислота **	H ₂ SO ₄ кислота ***	HClO ₄ кислота ***

Примітка. Однією зірочкою позначено малоактивні кислоти, двома — кислоту середньої активності, трьома — кислоти високої активності.

Сполуки елементів із Гідрогеном. Такі сполуки утворюють багато хімічних елементів. Їхні будова і властивості неоднакові, вони змінюються в періодах і групах, але не так наочно, як для оксидів чи гідратів оксидів.

Розглянемо сполуки елементів 3-го періоду з Гідрогеном (табл. 5).

Перший елемент у цьому періоді — Натрій. Він утворює сполуку NaH (натрій гідрид), яка складається з йонів¹. За будовою, деякими властивостями і навіть зовнішнім виглядом (біла кристалічна речовина) натрій гідрид нагадує натрій хлорид NaCl. Сполука Магнію, наступного елемента в періоді, має формулу MgH₂. Це також йонна речовина. Сполука Алюмінію AlH₃ складається з атомів. Силіцій і Фосфор перебувають у середині періоду. Силан SiH₄ і фосфін PH₃ — гази, які майже не розчиняються у воді й не реагують із нею. Ці речовини складаються з молекул. Далі в періоді розміщені Сульфур і Хлор. Їх сполуки з Гідрогеном — сірководень H₂S і хлороводень HCl — є молекулярними речовинами. Це — гази, які розчиняються у воді; їх розчини виявляють властивості, притаманні кислотам.

¹ Йони — заряджені частинки, які утворилися внаслідок втрати або приєднання атомами електронів. Про йони йтиметься в § 13.

Сполуки елементів 3-го періоду з Гідрогеном

Елементи	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Формула сполуки	NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
Будова	Йонна		Атомна	Молекулярна				—
Агрегатний стан за звичайних умов	Твердий			Газуватий				—

Будова і властивості більшості сполук елементів 2-го періоду з Гідрогеном такі самі, що й аналогічних сполук елементів 3-го періоду. Літій гідрид LiH — йонна речовина, подібна до сполуки Натрію NaH. Метан CH₄ — газоподібна молекулярна сполука, яка майже не розчиняється у воді (як і SiH₄). Фтороводень HF — газ, який складається з молекул. Його водний розчин, як і розчин HCl, виявляє властивості, притаманні кислотам.

Проте дві сполуки елементів 2-го періоду з Гідрогеном — амоніак NH₃ і вода H₂O — істотно відрізняються від фосфіну PH₃ і сірководню H₂S. Амоніак хоч і газ, але його розчин за властивостями нагадує дуже розбавлений розчин лугу. А вода за звичайних умов — рідина; вона є оксидом, але не виявляє ні основних, ні кислотних властивостей.

ВИСНОВКИ

Існує зв'язок між хімічними властивостями вищих оксидів, відповідних гідратів оксидів і розміщенням елементів у періодичній системі.

Оснóвні властивості вищих оксидів і гідратів оксидів посилюються в періодах справа наліво, у головних підгрупах — згори донизу, а кислотні властивості — у протилежних напрямках.

Сполуки типових металічних елементів із Гідрогеном мають йонну будову, а сполуки типових неметалічних елементів із Гідрогеном складаються з молекул.



70. Чи містить періодична система інформацію про оксиди? Якщо так, то яку саме і який її варіант — довгий чи короткий?
71. У якій зі сполук основні (кислотні) властивості мають бути виражені яскравіше:
- | | |
|---|---|
| а) Li_2O чи Na_2O ; | в) KOH чи Ca(OH)_2 ; |
| б) SiO_2 чи P_2O_5 ; | г) H_2TeO_4 чи H_2SeO_4 ? |
72. Напишіть формули вищих оксидів елементів 3-го періоду. Зіставте властивості цих сполук, використавши відомості про гідрати оксидів, наведені в параграфі. Складіть таблицю вищих оксидів елементів 3-го періоду, подібну до таблиці 2.
73. Поясніть наявність пропусків на початку рядка короткого варіанта періодичної системи, назва якого — «Леткі сполуки з Гідрогеном».
74. Запишіть формули сполук Кальцію з Гідрогеном і Арсену з Гідрогеном. Яка, на вашу думку, будова кожної сполуки — молекулярна, йонна?
75. Масова частка Гідрогену в сполуці з іншим елементом становить 10 %. Визначте елемент і обчисліть масову частку Оксигену в оксиді цього елемента.

12

Значення періодичного закону

Матеріал параграфа допоможе вам:

- усвідомити значення періодичного закону для розвитку хімії та інших природничих наук;
- зрозуміти важливість використання періодичного закону і періодичної системи при вивченні хімії.

Сучасну хімію неможливо уявити без періодичного закону і періодичної системи хімічних еле-

ментів. Періодичний закон, або закон періодичності, акумулює найважливіші знання про хімічні елементи, утворені ними прості та складні речовини. Він дає змогу пояснити багато хімічних фактів, допомагає усвідомити та обґрунтувати різні закономірності у світі хімічних елементів, речовин та їх перетворень, передбачити можливості добування нових, невідомих нині сполук.

У своїй періодичній системі Д. І. Менделєєв залишив порожні клітинки і вважав, що вони мають належати ще не відкритим, але існуючим у природі елементам. Невдовзі було відкрито перший елемент, передбачений Менделєєвим (його назвали Галієм), потім — другий (Скандій), третій (Германій). Це був тріумф періодичного закону, який виявив не лише узагальнювальну, а й передбачувальну силу.

Відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону спонукало до пошуків причин періодичності серед елементів, простих речовин та однотипних сполук. Учені сконцентрували свої зусилля на дослідженні атомів, їх природи. Виявлення на межі ХІХ—ХХ ст. складної будови атома, а пізніше — й атомного ядра, відкриття ізотопів допомогли підтвердити розміщення деяких елементів у періодичній системі, яке не узгоджувалося з їх відносними атомними масами. При цьому періодичний закон не втратив сили, а отримав нове формулювання і розкрив свою фізичну суть (§ 8). Менделєєв писав, що «періодичному закону майбутнє не загрожує руйнуванням, а лише надбудову й розвиток обіцяє».

Значення періодичного закону для хімічної науки величезне. Його успішно використовують і в інших природничих науках; цей закон допомагає досягнути наукову картину матеріального світу. Учені-біологи довели, що подібні елементи та їх сполуки можуть виконувати схожі функції в організмі, іноді — замінювати одне одного. На підставі хімічних аналізів багатьох гірських порід, мінералів, руд геологи виявили, що подібні елементи часто трапляються в природі разом. Досліджуючи сполуки аналогічного

складу, фізики встановили схожість їх внутрішньої будови і фізичних властивостей.

Періодичний закон і періодична система становлять основу вивчення хімії елементів. Не варто запам'ятовувати склад і хімічні властивості великої кількості речовин. Це й неможливо зробити. Логіка вивчення хімії в університетах ґрунтується на порівнянні складу і властивостей простих речовин та сполук елементів кожної групи періодичної системи, а також кожної підгрупи. Вам потрібно навчитися виділяти, розуміти і передбачати головне про хімічні елементи та речовини, спираючись на періодичний закон і використовуючи періодичну систему.

Характер змін властивостей простих речовин та сполук елементів у періодах і групах дає змогу виявити та обґрунтувати подібність деяких елементів 2-го і 3-го періодів, розміщених у періодичній системі по діагоналі. Так, схожими за хімічними властивостями є сполуки Літію і Магнію, Берилію і Алюмінію, хоча елементи в кожній парі мають різні значення валентності. Прості речовини бор і силіцій — напівпровідники; вони мають дуже високі температури плавлення. Подібними за будовою і властивостями є бінарні сполуки неметалічних елементів з Оксигеном і Хлором. Зокрема, оксиди та хлориди Фосфору реагують із водою; продуктами цих реакцій є кислоти.

ВИСНОВКИ

Періодичний закон — основний закон хімії. Він встановлює зв'язок між усіма хімічними елементами, дає змогу передбачити їх характер, властивості простих речовин і сполук.

Періодичний закон використовують у фізиці, біології, геології, інших природничих науках.

Вивчати хімію, не спираючись на періодичний закон і періодичну систему хімічних елементів, неможливо.



76. Чому періодичний закон сприяв відкриттю нових хімічних елементів?
 77. Які можливі причини знаходження подібних елементів в одному мінералі?
 78. Дізнайтеся з літератури, інтернет-сайтів про те, які вищі навчальні заклади, науково-дослідні інститути мають ім'я Менделєєва, які поштові марки і монети випущено на честь ученого, відкритого ним періодичного закону та створеної періодичної системи. Зробіть повідомлення про результати свого пошуку на уроці хімії.

для допитливих

Перший варіант періодичної системи хімічних елементів

1 березня 1869 року Д. І. Менделєєв на аркуші паперу склав таблицю, яку назвав «Досвід системи елементів, заснованої на їхній атомній вазі та хімічній спорідненості». У цій таблиці (мал. 28) періоди були розміщені по вертикалі, а групи елементів — по горизонталі. Деякі знаки питання вказували на існування невідомих тоді хімічних елементів, для яких учений записав передбачені ним значення відносних атомних мас. Інші знаки питання свідчили про необхідність проведення додаткових досліджень елементів або уточнення розрахунків.

Невдовзі Д. І. Менделєєв назвав свою систему хімічних елементів періодичною, а через два роки сформулював періодичний закон. Проте датою відкриття закону вважають день появи першого варіанта періодичної системи.



ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,
 ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СВОЙСТВѢ

	Тl = 50	Zr = 90	? = 180.			
	V = 51	Nb = 94	Ta = 182.			
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186.			
	Mn = 55	Rb = 104,4	Ir = 197,4			
	Fe = 56	Ra = 104,4	Pr = 198.			
	Ni = Co = 59	Pt = 106,6	Ox = 199.			
	Cu = 63,4	Ag = 105	Hg = 200			
Н = 1	В = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112		
	Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
	Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.		
	? = 45	Ce = 92				
	? Er = 56	La = 94				
	? Yt = 60	Di = 95				
	? In = 75,6	Th = 118 ?				

Мал. 28.

Рукописний і друкований перший варіант періодичної системи

2 розділ

Хімічний зв'язок і будова речовини

Атоми майже всіх елементів не можуть довго перебувати окремо один від одного. Вони з'єднуються з такими самими або іншими атомами. Багато атомів металічного елемента, сполучаючись разом, утворюють метал. Алмаз, графіт, червоний фосфор містять з'єднані між собою атоми неметалічних елементів. Два атоми Оксигену сполучаються в молекулу O_2 ; із таких молекул складається газ кисень. Вода містить молекули H_2O , утворені двома атомами Гідрогену й одним атомом Оксигену. Існують речовини, які складаються не з атомів чи молекул, а з йонів.

Взаємодію між атомами, молекулами, йонами, завдяки якій частинки утримуються разом, називають хімічним зв'язком.

Під час утворення хімічного зв'язку енергія виділяється, а при його руйнуванні поглинається.

13

Стойкість електронних оболонок. Йони

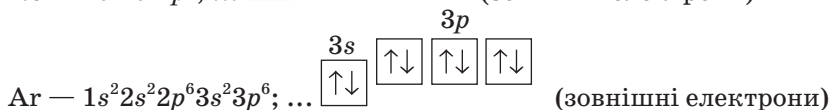
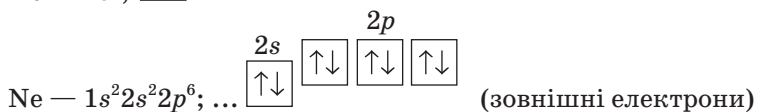
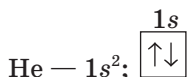
Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти, які електронні оболонки атомів є найстійкішими;

- записувати формули йонів;
- визначати електронну будову йонів;
- з'ясувати, чим йони відрізняються від атомів.

Електронна будова атомів інертних елементів. Серед усіх простих речовин лише інертні гази — гелій, неон, аргон, криптон, ксенон, радон — складаються з окремих атомів. Протягом тривалого часу вченим не вдавалося здійснити хімічні реакції за участю інертних газів; їхні атоми «не бажали» сполучатися з атомами інших елементів¹. Причина хімічної пасивності цих речовин стала зрозумілою після відкриття будови атомів.

Електронна будова атомів інертних елементів 1—3 періодів є такою:



Два електрони в атомі Гелію заповнюють перший енергетичний рівень. Електронна оболонка атома Неону складається із двох заповнених рівнів: перший містить 2 електрони, а другий — 8. В атомі Аргону, крім цих рівнів, є третій, незавершений; на ньому розміщуються 8 електронів, які заповнюють 3s- та 3p-підрівні.

Атоми Криптону, Ксенону і Радону теж мають на останньому (незавершеному) енергетичному рівні по 8 електронів (серед них — два s-електрони та шість p-електронів).

Узявши до уваги хімічну пасивність інертних газів і електронну будову атомів відповідних елементів, доходимо такого висновку: *зовнішня 8-електронна оболонка є для атома вигідною і*

¹ У другій половині ХХ ст. хіміки добули деякі сполуки Криптону, Ксенону й Радону із Флуором і Оксигеном.

**Електронний
октет
 ns^2np^6**

стійкою¹. Її часто називають *електронним октетом*².

Атоми інших елементів здатні змінювати електронну будову так, щоб останній енергетичний рівень містив вісім електронів. При цьому атоми перетворюються на йони.

Йони. Частинки цього типу входять до складу багатьох сполук.

Йон — заряджена частинка, яка утворюється з атома внаслідок втрати або приєднання ним одного чи кількох електронів.

Якщо атом втрачає, наприклад, один електрон, він перетворюється на йон із зарядом +1, а в разі приєднання ним двох електронів — на йон із зарядом -2. Позитивно заряджені йони називають *катіонами*, негативно заряджені — *аніонами*.

У хімічній формулі йона заряд позначають верхнім індексом справа від символу елемента, причому спочатку записують цифру (одиницю не вказують), а потім — знак заряду: Na^+ , Ba^{2+} , H^+ , Cl^- , S^{2-} . Хімічну формулу першого йона читають «натрій-плюс», останнього — «ес-два-мінус». Ці частинки називатимемо так: йон (або катіон) Натрію, йон (або аніон) Сульфуру.

Існують також йони, кожний із яких утворений кількома атомами. Наприклад, до складу натрій гідроксиду $NaOH$, крім катіонів Na^+ , входять аніони OH^- (гідроксид-іони).

Утворення позитивно заряджених йонів. Елемент № 11 Натрій розміщений у періодичній системі після інертного елемента Неону. Ядро атома Натрію містить 11 протонів (заряд ядра становить +11), навколо нього перебуває стільки ж електронів. Серед них один електрон належить зовнішньому (третьому) енергетичному рівню, а вісім — передостанньому рівню ($2s^22p^6$).

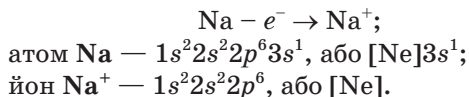
¹ Сстійкість атома Гелію зумовлена заповненням електронами 1-м енергетичним рівнем.

² Слово походить від латинського octo — вісім.

Під час хімічної реакції атом Натрію легко втрачає 3s-електрон і перетворюється на йон. Заряд цієї частинки визначаємо так: +11 (заряд ядра, або сумарний заряд протонів) – 10 (сумарний заряд електронів) = +1. Оскільки ядро залишається незмінним, то йон, як і атом, належить елементу Натрію.

Електронна будова катіона Na^+ така сама, що й атома інертного елемента Неону (обидві частинки містять по 10 електронів). Цей йон є стійким, оскільки має зовнішній електронний октет.

Запишемо схему перетворення атома Натрію на йон та електронні формули частинок:



Електронний октет міг би утворитися шляхом надходження на третій енергетичний рівень атома Натрію додаткових 7 електронів. Однак цього не відбувається. Очевидно, атому легше втратити один електрон, ніж приєднати сім.

Катіони Na^+ входять до складу майже всіх сполук Натрію, серед яких — натрій оксид Na_2O , натрій гідроксид NaOH , натрій хлорид NaCl .

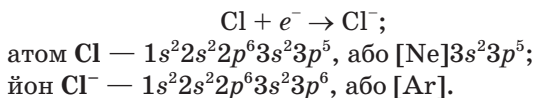
► Напишіть схему перетворення атома Магнію на відповідний йон і наведіть електронні формули обох частинок.

Атоми металічних елементів мають на зовнішньому енергетичному рівні невелику кількість електронів (як правило, від одного до трьох) і здатні втрачати їх, перетворюючись на катіони.

Утворення негативно заряджених йонів. В атомі елемента № 17 Хлору на зовнішньому енергетичному рівні розміщено 7 електронів ($3s^2 3p^5$). Цей атом здатний приєднати один електрон (який може віддати йому, наприклад, атом

Натрію) і перетворитися на йон Cl^- . Електронна будова аніона Хлору така сама, що й атома інертного елемента Аргону.

Схема перетворення атома Хлору на йон та електронні формули цих частинок такі:



Аніони Cl^- містяться в більшості сполук металічних елементів із Хлором, зокрема в натрій хлориді NaCl .

► Напишіть схему перетворення атома Оксигену на відповідний йон і наведіть електронні формули обох частинок.

Атоми неметалічних елементів (крім інертних) мають на зовнішньому енергетичному рівні від чотирьох до семи електронів і здатні приєднувати додаткові електрони, перетворюючись на аніони.

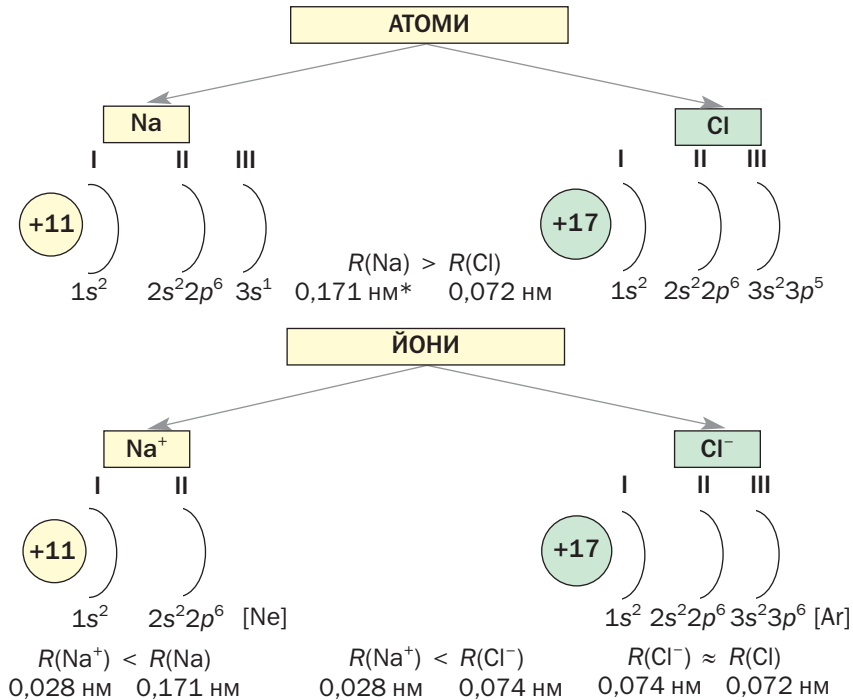
Йони елементів головних підгруп містять на зовнішньому енергетичному рівні октет електронів.

Відмінності йонів від атомів. Йон і атом кожного елемента різняться за кількістю електронів, водночас маючи однакові позитивні заряди ядер. Тому йони, на відміну від атомів, — заряджені частинки.

Різна електронна будова атома і йона зумовлює різні розміри частинок. Атом Натрію має на 3-му енергетичному рівні один електрон, а в йоні Натрію електрони розміщені лише на двох енергетичних рівнях. Тому радіус йона Na^+ значно менший, ніж атома Натрію. В атомі Хлору і йоні Cl^- електрони перебувають на трьох енергетичних рівнях. Однак у йона Cl^- на один електрон більше. Тому радіус йона Хлору трохи більший.

Електронну будову атомів Na і Cl , йонів Na^+ і Cl^- , а також значення радіусів цих частинок наведено на схемі 4.

Характеристики атомів і йонів Натрію та Хлору



* 1 нм (нанометр) становить 10^{-9} м.

Йони відрізняються від атомів і за властивостями. Атоми, з яких складається метал натрій, здатні вступати в реакцію з молекулами води, а йони Na^+ із цими молекулами не реагують. Атоми Хлору легко сполучаються в молекули Cl_2 , тоді як із йонами Cl^- цього не відбувається.

Гідроген — єдиний неметалічний елемент, атом якого може перетворитися не лише на аніон H^- , а й на катіон H^+ . Йони H^+ містяться у водному розчині будь-якої кислоти, надають йому кислого смаку, змінюють забарвлення індикаторів. Атоми Гідрогену таких властивостей не мають. На відміну від йонів вони легко сполучаються в молекули H_2 , з яких складається проста речовина — водень. Йони H^- відрізняються за властивостями від атомів Гідрогену і йонів H^+ .

Зокрема, вони не можуть перебувати у воді, оскільки вступають в реакцію з її молекулами.

ВИСНОВКИ

Найстійкіші зовнішні електронні оболонки атомів містять вісім електронів.

Йон — заряджена частинка, яка утворюється з атома внаслідок втрати або приєднання ним одного чи кількох електронів.

Атоми металічних елементів здатні втрачати електрони зовнішньої оболонки й перетворюватися на позитивно заряджені йони (катиони), а атоми неметалічних елементів — приєднувати електрони й перетворюватися на негативно заряджені йони (аніони).

Катиони мають менші радіуси, ніж відповідні атоми. Аніони за своїми радіусами майже не відрізняються від атомів. Йони мають інші властивості, ніж атоми.



79. Що спільного в електронній будові атомів інертних елементів?
80. Яка частинка містить більше електронів:
 - а) атом чи відповідний катіон;
 - б) атом чи відповідний аніон?
81. Які з елементів — Rb, Br, Sr, N — здатні утворювати катиони, а які — аніони? Визначте заряд йона кожного елемента і напишіть хімічні формули цих частинок.
82. Складіть електронні формули йонів Be^{2+} , P^{3-} , F^- і K^+ .
83. Назвіть три катиони і два аніони, електронна будова яких така сама, що і йона F^- .
84. Який атом має таку саму електронну будову, що і йон Алюмінію? Напишіть електронну формулу частинки та зобразіть її графічний варіант.
85. Напишіть хімічні формули частинок, у яких електронна будова зовнішнього енергетичного рівня — $3s^23p^6$.
86. В атомі якого елемента міститься на 2 електрони менше, ніж у йоні Магнію?
87. Складіть електронну формулу частинки, яка має 16 протонів і 18 електронів. Назвіть цю частинку.

88. Напишіть схеми утворення катіона й аніона Гідрогену з атома. Яка частинка має найменший радіус — катіон, аніон чи атом Гідрогену? Чому?
89. Укажіть у поданому переліку частинку з найбільшим радіусом і найменшим: атом Ar, йони K^+ , Ca^{2+} , Cl^- . Відповідь обгрунтуйте.

14

Йонний зв'язок. Йонні сполуки

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, як сполучаються йони один з одним;
- зрозуміти будову йонних речовин;
- пояснювати фізичні властивості сполук, які складаються з йонів.

Йонний зв'язок. Йонні сполуки. Існує багато речовин, які утворилися внаслідок сполучення позитивно і негативно заряджених йонів, зумовленого дією електростатичних сил.

Взаємодію між протилежно зарядженими йонами в речовині називають йонним зв'язком.

Катіон і аніон притягуються один до одного тим сильніше, чим більший заряд кожної частинки і чим менша відстань між ними, а в разі їх контакту — чим менші їхні радіуси. Про це свідчить один із законів фізики.

Сполуки, що складаються з йонів, називають йонними сполуками.

До йонних сполук належать більшість оксидів металічних елементів, луки, сполуки лужних елементів із галогенами, Сульфуром тощо. Ці речовини містять катіони металічних елементів (наприклад, Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}). Аніонами в йонних оксидах є йони O^{2-} , в лугах — OH^- , в інших йонних сполуках — Cl^- , S^{2-} , NO_3^- тощо. Зауважимо,

що жодна сполука двох неметалічних елементів, наприклад хлороводень HCl , вуглекислий газ CO_2 , йонів не містить.

Для того щоб скласти формулу йонної сполуки, потрібно знати, якими катіоном та аніоном вона утворена, а також заряди цих частинок. Оскільки кожна речовина є електронейтральною, то в йонній сполуці сума зарядів усіх катіонів та аніонів дорівнює нулю.

ВПРАВА. Скласти хімічну формулу сполуки, яка містить йони Fe^{3+} і SO_4^{2-} .

Розв'язання

Записуємо разом формули катіона й аніона: Fe^{3+} SO_4^{2-} . Знаходимо найменше число, яке ділиться без залишку на значення зарядів йонів, тобто найменше спільне кратне чисел 3 і 2. Це — число 6. Поділивши його на 3 і 2, отримуємо відповідні індекси в хімічній формулі. Вилучивши заряди йонів, записуємо формулу сполуки: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Формула йонної сполуки вказує на співвідношення в ній катіонів і аніонів. Наприклад, у літій оксиді Li_2O :

$$N(\text{Li}^+) : N(\text{O}^{2-}) = 2 : 1.$$

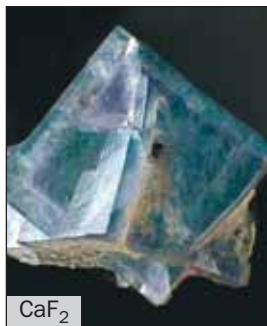
Характеризуючи речовини, які складаються з йонів, використовують поняття «формульна одиниця». Формульною одиницею літій оксиду Li_2O є наявна в хімічній формулі сукупність двох йонів Li^+ і йона O^{2-} , а натрій гідроксиду NaOH — сукупність йона Na^+ і йона OH^- . Зміст запису 2NaCl такий: дві формульні одиниці сполуки (але не дві молекули, яких у йонній речовині не буває).

Будова йонних сполук. Йонні сполуки за звичайних умов, як правило, є кристалічними речовинами.

Кристал — це самоутворене тверде тіло, яке має плоскі грані та прямі ребра. Така форма є результатом чіткої послідовності в розміщенні атомів, молекул або йонів у речовині.

Кристали кожної речовини мають характерну форму (мал. 29). Якщо розглядати кухонну сіль

Мал. 29.
Природні
кристали



крізь збільшувальне скло, то можна побачити безбарвні кристали-кубики.

У кристалі йонної речовини кожен катіон перебуває в контакті з певною кількістю аніонів, а аніон — із такою самою або іншою кількістю катіонів. У будь-якому напрямку спостерігається чітке чергування катіонів та аніонів. Послідовність розміщення йонів усередині кристала залежить від складу речовини, тобто співвідношення катіонів і аніонів, а також від співвідношення радіусів цих частинок.

Крім кристалічних речовин, існують аморфні тверді речовини. До них, зокрема, належить скло. Воно складається з різних йонів, які безладно розміщені в речовині. Зі скла можна виготовити предмет будь-якої форми, але якщо його розбити, то отримаємо безформні уламки.

Кристалічні ґратки. Внутрішню будову кристалів описують за допомогою моделі, назва якої — *кристалічні ґратки*. Це схема чи об'ємний макет розміщення частинок у невеликому фрагменті кристала (мал. 30). За такою моделлю можна відтворити будову речовини в цілому.

Кульки в кристалічних ґратках імітують йони, атоми, молекули. Ці частинки перебувають у так званих вузлах кристалічних ґраток. У кулестержневих моделях (мал. 30, *а*) кульки мають довільні розміри й не торкаються одна одної. Використовують ще й масштабні моделі (мал. 30, *б*). У них радіуси кульок пропорційні

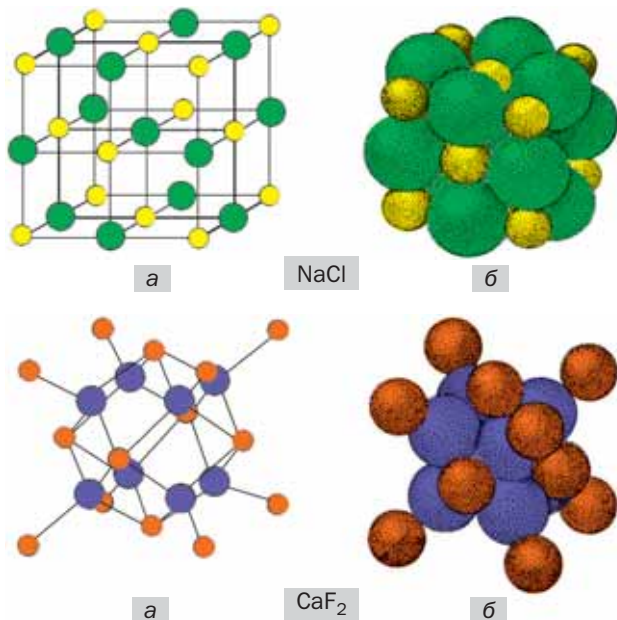
Мал. 30.

Кристалічні гратки йонних сполук:

а — кулестержневі моделі;

б — масштабні моделі.

Жовті кульки — катіони Na^+ , «цегляні» — Ca^{2+} ; зелені — аніони Cl^- , сині — F^-



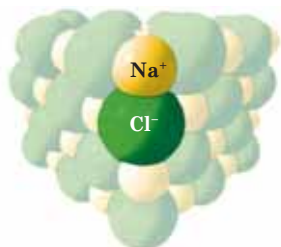
радіусам частинок, і найближчі кульки контактують одна з одною (частинки, як правило, щільно «упаковані» в кристалі). Кулестержнева модель є наочнішою, бо маленькі кульки в ній не заважають «зазирнути» всередину кристала.

Якщо в кристалічних гратках йонної сполуки виділити найменший фрагмент, що повторюється, то він є формульною одиницею сполуки і відповідає її хімічній формулі (мал. 31).

Фізичні властивості йонних сполук. Йони сполучаються один з одним досить міцно. Для того щоб зруйнувати йонний зв'язок, необхідно затратити чималу енергію. Цим пояснюють високі температури плавлення і кипіння більшості йонних речовин. Під час плавлення крис-

Мал. 31.

Формульна одиниця кухонної солі



тали руйнуються, зв'язки між йонами послаблюються, а під час кипіння йони відокремлюються один від одного й «вилітають» із рідини. Натрій хлорид NaCl плавиться за температури $801\text{ }^\circ\text{C}$ (її не можна досягти, нагріваючи речовину за допомогою спиртівки чи лабораторного газового пальника), а кипить за температури $1440\text{ }^\circ\text{C}$. Температури плавлення і кипіння іншої йонної сполуки — магній оксиду MgO — ще вищі: 2825 і $3600\text{ }^\circ\text{C}$. Пояснити це можна так. Йони Mg^{2+} і O^{2-} мають більші заряди і менші радіуси, ніж йони Na^+ і Cl^- відповідно, й тому міцніше сполучаються. Отже, щоб розплавити магній оксид, потрібно нагріти сполуку до вищої температури, ніж натрій хлорид.

Йонні речовини у твердому стані не проводять електричного струму, а в рідкому (розплавленому) стані є електропровідними.

Відомо, що електричний струм — це напрямлений рух заряджених частинок (електронів, йонів). У кристалі йони займають фіксовані положення й переміщуватися не можуть. Під час плавлення речовини кристали перетворюються на рідину, в якій йони рухаються в довільних напрямках. При зануренні в розплав електродів, з'єднаних із джерелом постійного струму (акумулятором), катіони починають рухатися до негативно зарядженого електрода, аніони — до позитивно зарядженого. Так у розплавленій йонній речовині виникає електричний струм.

Речовини молекулярної будови в жодному агрегатному стані не проводять електричного струму, бо складаються з електронейтральних частинок — молекул.

ВИСНОВКИ

Йонний зв'язок — це взаємодія між протилежно зарядженими йонами в речовині.

До йонних сполук належать багато оксидів та інших сполук металічних елементів.

Більшість йонних сполук за звичайних умов перебуває у кристалічному стані. Їх будову описує модель — кристалічні ґратки. Кожний йон у кристалі йонної сполуки оточений кількома протилежно зарядженими йонами.

Йонний зв'язок досить міцний. Тому йонні речовини мають високі температури плавлення і кипіння, у розплавленому стані проводять електричний струм.



90. Який хімічний зв'язок називають йонним? Що таке йонні сполуки?
91. Укажіть хімічні формули, які належать йонним речовинам: CO_2 , O_2 , Al_2O_3 , NH_3 , Na_2S , HCl , BaF_2 , Fe . Поясніть свій вибір.
92. Напишіть формули йонів, із яких складаються:
- оксиди ZnO , Cr_2O_3 ;
 - основи LiOH , Ba(OH)_2 .
93. Складіть формули сполук, утворених такими йонами:
- Ag^+ та O^{2-} ;
 - Sr^{2+} та OH^- ;
 - Fe^{3+} і NO_3^- ;
 - Na^+ і PO_4^{3-} .
94. Прокоментуйте зміст записів 2BaO , $3\text{Mg(NO}_3)_2$, $4\text{K}_2\text{CO}_3$.
95. Що таке кристалічні ґратки? Які частинки розміщені у вузлах кристалічних ґраток таких речовин: CaS , Li_3N , BaH_2 , KOH ?
96. Яка зі сполук, на ваш погляд, має вищу температуру плавлення:
- Li_2O чи Na_2O ;
 - CaO чи CaF_2 ?
- Відповіді обґрунтуйте і перевірте, знайшовши відповідну інформацію в інтернеті.
97. Обчисліть масові частки йонів у сполуках Mg_3N_2 і Mg(OH)_2 .

15

Ковалентний зв'язок

Матеріал параграфа допоможе вам:

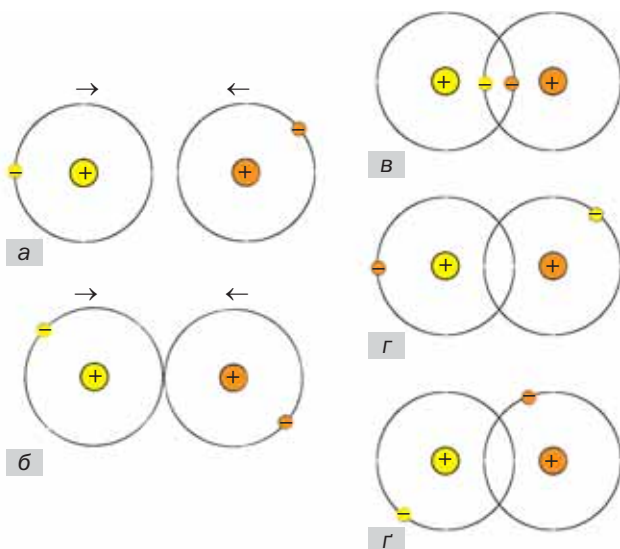
- зрозуміти, як сполучаються атоми один з одним;
- з'ясувати, який зв'язок називають ковалентним;
- розрізнати простий, подвійний і потрійний ковалентний зв'язок;
- складати електронні формули молекул.

Сполучатися можуть не лише протилежно заряджені йони, а й електронейтральні атоми — однакові чи різні. Завдяки цьому існують речовини молекулярної та атомної будови.

Зв'язок у молекулі H_2 . Розглянемо, як утворюється молекула водню H_2 із двох атомів Гідрогену. Кожен із них має один електрон (мал. 32, а). Електронна формула атома Гідрогену — $1s^1$, а її графічний варіант — $1s \uparrow$.

Для того щоб утворилася молекула H_2 , двом атомам Гідрогену передусім необхідно зблизитися. Зі зменшенням відстані між ними посилюється притягання негативно зарядженого електрона одного атома до позитивно зарядженого ядра іншого. У певний момент орбіталі двох атомів сконтактують (мал. 32, б), а потім почнуть проникати одна в одну. При цьому зростатиме відштовхування між позитивно зарядженими ядрами атомів. У якийсь момент сили притягання та відштовхування зрівняються, і атоми зупиняться (мал. 32, в). Через ділянку перекривання орбіталей електрони постійно «мандруватимуть» від одного атома до іншого (мал. 32; в, г, г). Кожен атом Гідрогену отримуватиме додатковий елек-

Мал. 32.
Утворення молекули H_2 :
а — два окремі атоми Гідрогену;
б — контакт атомів;
в, г, г — молекула H_2 із перекритими орбіталями і різним розміщенням електронів

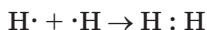


трон і вигідну двоелектронну оболонку (як в атома інертного елемента Гелію). Для двох атомів виникає спільна електронна пара.

Зв'язок між атомами, зумовлений утворенням спільних електронних пар, називають *ковалентним¹ зв'язком*.

Ковалентний зв'язок у молекулі водню зображують двома способами: $\text{H} : \text{H}$ або $\text{H}-\text{H}$. Перший запис називають *електронною формулою молекули*; у ньому кожен електрон позначають крапкою. Другий запис — *графічна формула*, знайома вам із курсу хімії 7 класу. Відтепер ви знатимете, що рискою позначають спільну електронну пару двох атомів.

Утворення молекули водню з атомів можна зобразити такою схемою:



Зв'язок у молекулі HCl. Розглянемо, як сполучаються два різні атоми — Гідрогену і Хлору — в молекулу HCl.

► Запишіть електронні формули цих атомів.

В атомі Гідрогену міститься один електрон, а в атомі Хлору на зовнішньому енергетичному рівні — 7 електронів, серед яких один є неспареним. Обом атомам вигідно отримати по додатковому електрону. Атом Гідрогену заповнить свій єдиний енергетичний рівень, а атом Хлору матиме вісім зовнішніх електронів ($3s^2 3p^6$).

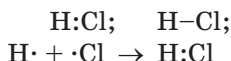
У результаті зближення атомів відбувається перекривання $1s$ -орбіталі атома Гідрогену і $3p$ -орбіталі атома Хлору (мал. 33); із відповідних неспарених електронів формується спільна електронна пара.

Мал. 33.
Перекривання орбіталей атомів при утворенні молекули HCl:
а — $1s$ -орбіталь атома H;
б — $3p$ -орбіталь атома Cl із неспареним електроном

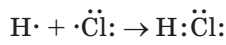


¹ Слово походить від латинського префікса *co* (в перекладі — з, разом) і терміна «валентність».

Електронна і графічна формули молекули хлороводню, а також схема утворення молекули HCl із атомів такі:

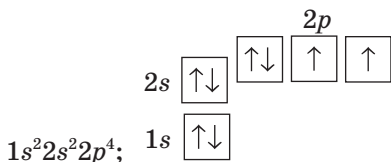


Формулу молекули з позначенням спільної електронної пари називають *спрощеною* електронною формулою. Якщо вказати всі зовнішні електрони кожного атома, то отримуємо *повну* електронну формулу. Відповідна схема утворення молекули хлороводню має такий вигляд:

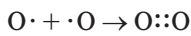


Зв'язок у молекулах O₂ і N₂. Між атомами Оксигену в молекулі кисню O₂ існує ковалентний зв'язок, який відрізняється від зв'язків у молекулах H₂ і HCl.

Електронна формула атома Оксигену та її графічний варіант такі:

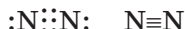


У *p*-орбіталах атома перебувають два неспарені електрони. При сполученні двох атомів Оксигену ці електрони утворюють дві спільні електронні пари:



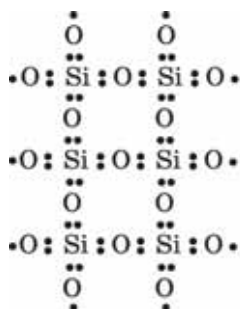
Тепер кожен атом має вісім зовнішніх електронів. Повна електронна формула молекули кисню $\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}$, а графічна формула O=O.

Ковалентний зв'язок, що реалізується за допомогою однієї спільної електронної пари (наприклад, у молекулах H₂, HCl), називають *простим* зв'язком. Якщо атоми мають дві спільні пари електронів (наприклад, у молекулі O₂), то зв'язок є *подвійним*. Існує ще й *потрійний* зв'язок, який здійснюється за рахунок трьох спільних електронних пар. Ним сполучені атоми в молекулі азоту N₂:



Із викладеного вище випливає, що необхідною умовою для утворення ковалентного зв'язку між атомами є наявність у кожного з них одного або кількох неспарених електронів. Запам'ятайте: *ковалентним зв'язком сполучаються між собою атоми неметалічних елементів.*

Ковалентний зв'язок існує в простих і складних речовинах не тільки молекулярної, а й атомної будови (мал. 34). Лише в інертних газах він відсутній.



Мал. 34.
Ковалентні зв'язки в силіцій(IV) оксиді SiO₂

ВИСНОВКИ

Ковалентний зв'язок реалізується між двома атомами внаслідок утворення однієї, двох або трьох спільних електронних пар за рахунок неспарених електронів цих атомів.

Зв'язок між атомами за допомогою однієї спільної електронної пари називають простим зв'язком, за допомогою двох пар — подвійним, а трьох пар — потрійним.

Ковалентними зв'язками сполучаються один з одним атоми неметалічних елементів.



98. Який зв'язок називають ковалентним? Між якими частинками він реалізується?
99. Чому не може брати участь в утворенні ковалентного зв'язку:
- атом Магнію;
 - атом Неону?

100. Серед наведених формул укажіть ті, які належать речовинам із ковалентним зв'язком: I_2 , H_2O , $NaBr$, BaS , K_2O , Ca_3N_2 , NH_3 .
101. Запишіть спрощені та повні електронні формули, а також графічні формули молекул F_2 , Cl_2O і PH_3 .
102. Розгляньте утворення ковалентного зв'язку при сполученні двох атомів Фтору в молекулу F_2 . Назвіть орбіталі, які зазнають перекидання. Опишіть особливості цього зв'язку.
103. Охарактеризуйте хімічний зв'язок у молекулі води. Складіть схеми утворення цієї молекули з атомів Гідрогену і Оксигену, використавши спрощені та повні електронні формули частинок. Зобразіть графічну формулу молекули води.

16

Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Електронегативність елементів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти, чому в молекулі на атомах різних елементів виникають електричні заряди;
- з'ясувати, яку властивість атома називають електронегативністю.

Складних речовин існує значно більше, ніж простих. Тому ковалентний зв'язок між різними атомами трапляється частіше, ніж між однаковими. У таких випадках спільні електронні пари, як правило, належать «більшою мірою» одному з атомів.

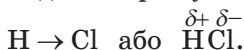
Розглянемо молекулу хлороводню HCl . Згідно з результатами досліджень, два електрони, що забезпечують ковалентний зв'язок у цій молекулі, частіше перебувають в атомі Хлору, ніж в атомі Гідрогену. Спільна електронна пара виявляється зміщеною до атома Хлору:



При цьому атом Хлору набуває невеликого негативного заряду, меншого за одиницю (він дорів-

ное $-0,2$), а атом Гідрогену — такого самого заряду за значенням, але позитивного $(+0,2)$.

Для загального позначення дробових зарядів на атомах використовують грецьку літеру δ («дельта») разом зі знаком «+» або «-». Розглянуту особливість ковалентного зв'язку в молекулі хлороводню зображують так:



Ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік одного з атомів, називають полярним зв'язком, а за відсутності такого зміщення — неполярним зв'язком.

Властивість атома елемента зміщувати у свій бік електронну пару, спільну з іншим атомом, називають електронегативністю.

Зваживши на полярність ковалентного зв'язку в молекулі HCl , можна стверджувати, що Хлор — більш електронегативний елемент, ніж Гідроген.

Для кількісної оцінки електронегативності елементів використовують таблицю, складену американським ученим Л. Полінгом (табл. 6). Згідно з нею найменш електронегативним елементом є Цезій, а найбільш електронегативним — Флуор. Металічні елементи мають нижчі значення електронегативності, ніж неметалічні. Це й зрозуміло, оскільки атоми металічних елементів здатні втрачати електрони й перетворюватися на катіони, а атоми неметалічних елементів — приєднувати електрони й перетворюватися на аніони.

У періодах електронегативність елементів зростає зліва направо, а в групах (головних підгрупах) — знизу догори.

У таблиці 6 відсутні значення електронегативності Гелію, Неону, Аргону. Атоми цих елементів не здатні сполучатися з іншими атомами, а також перетворюватися на катіони чи аніони.

Значення електронегативності елементів 1—3 періодів

Період	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —

Передбачити полярність чи неполярність ковалентного зв'язку, користуючись таблицею електронегативності, дуже просто. Якщо атоми мають однакову електронегативність, то зв'язок між ними неполярний. Неполярні ковалентні зв'язки існують, наприклад, у молекулах N_2 , PH_3 , CS_2 . Атоми неметалічних елементів із різною електронегативністю сполучаються полярними ковалентними зв'язками.

Розглянемо молекулу води H_2O . Між атомом Оксигену і кожним атомом Гідрогену існує простий ковалентний зв'язок; таких зв'язків у молекулі — два. Оскільки Оксиген має вищу електронегативність (3,5), ніж Гідроген (2,1), то його атом зміщує до себе спільні електронні пари:



Отже, ковалентні зв'язки у молекулі води є полярними.

Чим більша різниця електронегативності елементів, тим полярнішим є зв'язок між атомами.

Цікаво знати

Електричний заряд на кожному атомі Гідрогену в молекулі води становить +0,17, а на атомі Оксигену —0,34.

ВИСНОВКИ

Якщо ковалентний зв'язок утворюється між атомами різних елементів, то вони здебільшого набувають невеликих зарядів. Їх поява спричи-

нена зміщенням спільних електронних пар від одних атомів до інших. Такий ковалентний зв'язок називають полярним. Якщо зміщення спільних електронних пар немає, то зв'язок є неполярним.

Властивість атома зміщувати до себе електронну пару, спільну з іншим атомом, називають електронегативністю. Електронегативність елементів зростає в періодах зліва направо, а в групах (головних підгрупах) — знизу догори.



104. Чому на атомах, сполучених ковалентним зв'язком, можуть виникати невеликі заряди? Який ковалентний зв'язок називають полярним, а який — неполярним?
105. Що таке електронегативність елемента?
106. Підкресліть у кожній із формул речовин символ найбільш електронегативного елемента: AlCl_3 , CF_4 , SO_2 , NaN , N_2O_5 , LiOH , HClO_4 . Використайте дані, наведені в таблиці 6.
107. Серед наведених формул укажіть ті, що відповідають речовинам із йонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язком: HF , CO_2 , MgO , Li_3N , Br_2 , NCl_3 . Поясніть ваш вибір.
108. Позначте заряди на атомах, використавши літеру δ , у таких молекулах: OF_2 , NH_3 , SCl_4 , SiH_4 . Який зі зв'язків у цих молекулах найбільш полярний, а який — найменш полярний?
109. За даними таблиці 6 складіть ряд неметалічних елементів, у якому електронегативність зменшується зліва направо.
110. Як змінюється електронегативність елементів у періодах і головних підгрупах періодичної системи?
111. Укажіть правильне закінчення речення «Значення електронегативності Калію та Кальцію становлять відповідно ...»:
 - а) 0,8 і 1,0;
 - б) 1,0 і 0,8;
 - в) 1,0 і 1,2;
 - г) 0,8 і 0,6.Візьміть до уваги і порівняйте значення електронегативності елементів, подібних до Калію і Кальцію, скориставшись таблицею 6.
112. Елементи в хімічних формулах сполук часто записують у порядку зростання їхньої електронегативності. Укажіть серед наведених формул такі, у яких дотримано цю послідовність: Na_2CO_3 , NH_3 , SiO_2 , H_2S , NaOH , CH_4 , HNO_3 .

17

Речовини молекулярної та атомної будови

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати будову речовин, які складаються з молекул;
- пояснювати фізичні властивості молекулярних речовин;
- зрозуміти будову і фізичні властивості речовин, які складаються з атомів.

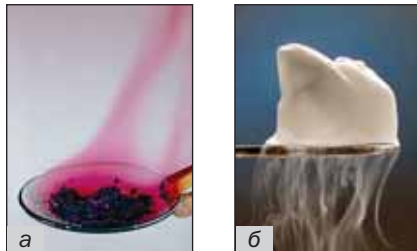
Міжмолекулярна взаємодія. Речовина незалежно від її будови може перебувати у трьох агрегатних станах. Твердий і рідкий стани молекулярних речовин існують завдяки тому, що молекули притягуються одна до одної, хоча кожна є незарядженою частинкою. Таке явище називають *міжмолекулярною взаємодією*.

На відміну від міцних ковалентного та йонного зв'язків, взаємодія між молекулами досить слабка. Вона включає притягання електронів атомів однієї молекули до ядер атомів інших молекул, а в багатьох випадках — ще й взаємне притягання атомів із невеликими протилежними зарядами (§ 16), які належать різним молекулам. Останній вид взаємодії існує, наприклад, у воді, деяких органічних сполуках. Він є важливою умовою для існування живих організмів на нашій планеті.

Фізичні властивості молекулярних речовин. Унаслідок того, що молекули слабо притягуються одна до одної, речовини молекулярної будови істотно відрізняються від йонних речовин за фізичними властивостями. Для молекулярних речовин характерні леткість, низька твердість, невисокі температури плавлення і кипіння. Деякі молекулярні речовини при нагріванні переходять із твердого стану в газуватий, минаючи рідкий. Таке явище називають *сублімацією*¹.

¹Термін походить від латинського слова *sublimare* — піднімати вгору.

Мал. 35.
Сублімація
йоду (а)
і карбон(IV)
оксиду (б)



Цю властивість мають, наприклад, йод I_2 , карбон(IV) оксид CO_2 (мал. 35).

Твердий карбон(IV) оксид називають «сухим льодом». При підвищенні температури він перетворюється не на рідину, а на газ (вуглекислий), тобто не тоне, а випаровується (мал. 35, б). Сухий лід раніше використовували для зберігання морозива.

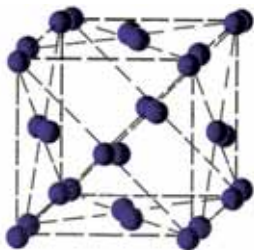
Звичайний лід за температури, нижчої $0\text{ }^\circ\text{C}$, також перетворюється на пару, щоправда досить повільно. Завдяки цьому випрана білизна висихає і на морозі.

Чимало молекулярних речовин мають запах. Вам добре відомий різкий запах сульфур(IV) оксиду, або сірчастого газу SO_2 ; речовина утворюється при запалюванні сірника (сірка входить до складу його голівки). Газ амоніак NH_3 також легко впізнати за запахом. Він виділяється з водного розчину цієї сполуки, відомого під назвою «нашпирний спирт». Не можна сплутати за запахом з іншими речовинами оцтову кислоту CH_3COOH , розчин якої (оцет) використовують у домашньому господарстві.

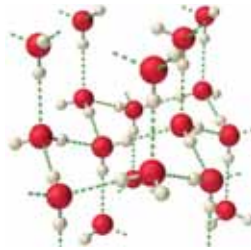
Молекулярні речовини в будь-якому агрегатному стані не проводять електричного струму. (Спробуйте це пояснити.) Багато твердих речовин цього типу утворюють кристали (мал. 36).

Хімічні формули молекулярних речовин указують на склад їхніх молекул. У деяких випадках вони мають кратні індекси. Це стосується, наприклад, формули гідроген пероксиду (пере-

Мал. 36.
Кристалічні
гратки
(кулестержневі
моделі)
молекулярних
речовин

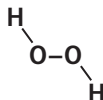


Йод I_2



Лід H_2O

кису водню) H_2O_2 . Графічна формула молекули сполуки:



Саме такі молекули (а не HO) містяться в цій речовині. Формулу H_2O_2 , яка показує реальний склад молекули, називають істинною (формула HO є найпростішою). Для більшості молекулярних речовин істинні формули збігаються з найпростішими.

Речовини атомної будови. Існують речовини, у яких усі атоми сполучені один з одним ковалентними зв'язками. Серед них — прості речовини кількох неметалічних елементів (наприклад, бор, графіт, алмаз, силіцій), деякі складні речовини (наприклад, силіцій(IV) оксид SiO_2).

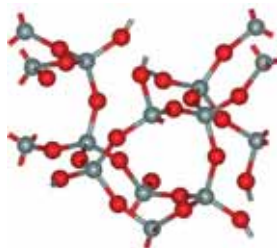
Кристал речовини, яка складається з атомів, є ніби однією гігантською молекулою (мал. 37). Унаслідок того, що ковалентні зв'язки міцні, речовини атомної будови мають високі температури плавлення і кипіння, практично не розчиняються у воді, інших розчинниках, а деякі вирізняються дуже високою твердістю (алмаз).

Метали складаються зі щільно «упакованих» атомів. Їхні зовнішні орбіталі перекриваються, і електрони постійно переходять від одних атомів до інших. Завдяки цьому метали проводять електричний струм і мають інші характерні вла-

стивості. У цих речовинах існує особливий (металічний) зв'язок, який відрізняється від йонного і ковалентного.



Алмаз С



Кварц SiO_2

Мал. 37.
Речовини
атомної будови
та їхні
кристалічні
ґратки

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 1 Ознайомлення з фізичними властивостями речовин атомної, молекулярної та йонної будови

Вам видано такі речовини: графіт, сечовина, калій бромід. Вони містяться в посудинах з етикетками. У вашому розпорядженні є пробірки, шпатель, промивалка з водою, спиртівка або сухе пальне.

Дослідіть поведінку речовин при нагріванні. Що спостерігаєте? На яку будову речовини — атомну чи молекулярну — вказує результат дослідження із сечовиною?

Визначте, чи розчиняється кожна речовина у воді.

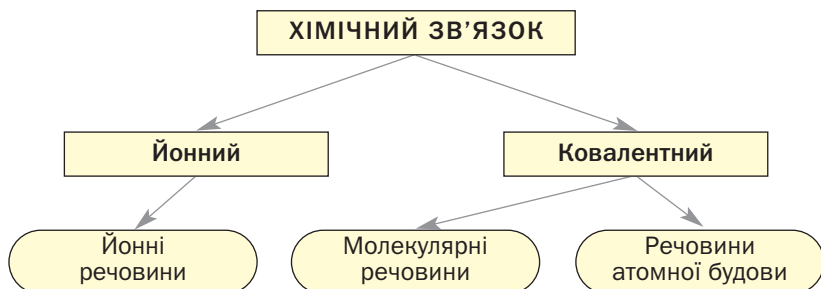
Заповніть таблицю, у якій укажіть результати проведених експериментів.

Характеристика речовин	Речовини		
	Графіт	Сечовина	Калій бромід
Будова			
Тип хімічного зв'язку			
Фізичні властивості:			
...			

Викладені в цьому і попередніх параграфах відомості про хімічний зв'язок і будову речовин підсумовує схема 5.

Схема 5

Типи хімічного зв'язку і будова речовин



ВИСНОВКИ

Молекули притягуються одна до одної досить слабо. Тому речовини молекулярної будови мають невисоку твердість, низькі температури плавлення і кипіння, а деякі — запах. Молекулярні речовини не проводять електричного струму.

У речовинах атомної будови всі атоми міцно сполучені між собою. Характерні фізичні властивості таких речовин — високі температури плавлення і кипіння. Вони не розчиняються у воді, деякі мають дуже високу твердість.



113. Що таке міжмолекулярна взаємодія? Чим вона зумовлена?
114. Сполука X за звичайних умов перебуває у твердому стані, має запах, а за слабкого нагрівання плавиться. Молекулярною чи йонною є ця сполука? Який тип хімічного зв'язку в ній реалізований? До відповіді дайте пояснення.
115. Укажіть у поданому переліку речовини молекулярної будови: парафін, етиловий спирт, калій гідроксид, кальцій оксид, азот, олово, силіцій(IV) оксид. Обґрунтуйте свій вибір.
116. Чи можна передбачити будову речовини (йонну, молекулярну, атомну) за її зовнішнім виглядом, агрегатним станом? Відповідь поясніть.
117. Знайдіть відповідність:
- | Формула речовини | Температура плавлення, °C |
|-------------------|---------------------------|
| 1) NaN ; | а) +638; |
| 2) HCl ; | б) -114. |
- Дайте необхідні пояснення.
118. Спробуйте пояснити, чому прості речовини галогени за звичайних умов перебувають у різних агрегатних станах: фтор F_2 і хлор Cl_2 — гази, бром Br_2 — рідина, йод I_2 — кристалічна речовина.
119. Хлороводень HCl та фтор F_2 мають молекули приблизно однакової маси (підтвердьте це), але істотно різняться за температурами кипіння: -84°C (HCl) та -187°C (F_2). У чому, на вашу думку, причина такої відмінності?
120. Сполука із формулою SiC має атомні кристалічні ґратки. Спрогнозуйте її фізичні властивості та перевірте ваше передбачення, знайшовши відповідну інформацію в інтернеті.

ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

Дослідження фізичних властивостей речовин з різними типами кристалічних ґраток: води, кухонної солі, піску

Знайдіть в інтернеті або інших джерелах інформації температури плавлення і кипіння кухонної солі (натрій хлориду) та піску (силіцій(IV) оксиду) і запишіть їх у зошит. Додайте до цих відомостей температури замерзання і кипіння води, агрегатний стан речовин за звичайних умов, а також інформацію про те, розчиняється чи не розчиняється у воді сіль, пісок.

Якими частинками — атомами, молекулами, йонами — утворена кожна речовина?

Складіть таблицю і розмістіть у ній зібрану інформацію про властивості речовин та їхню будову.

Зробіть висновок про залежність фізичних властивостей води, кухонної солі та піску від типу частинок, із яких складаються речовини.

18

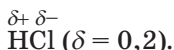
Ступінь окиснення

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, що називають ступенем окиснення елемента;
- складати формули сполук за значеннями ступенів окиснення елементів;
- визначати ступені окиснення елементів за хімічними формулами сполук.

Атоми — електронейтральні частинки. Вони залишаються такими, сполучаючись у молекули простих речовин. Однак на атомах, які містяться в складних речовинах, як правило, зосереджуються невеликі заряди — як позитивні, так і негативні. Це є наслідком зміщення спільних електронних пар до атомів більш електронегативних елементів.

У § 16 було докладно розглянуто молекулу хлороводню HCl. Ковалентний полярний зв'язок між атомами забезпечує спільна електронна пара, зміщена до більш електронегативного атома Хлору (H :Cl, H→Cl). На цьому атомі є невеликий негативний заряд, а на атомі Гідрогену — такий самий за значенням, але позитивний:



Якщо спільну електронну пару повністю «передати» атому Хлору (тоді вона вже не буде

спільною), то до цього атома повернеться його електрон, який брав участь у ковалентному зв'язку, і надійде електрон від атома Гідрогену. За рахунок останнього атом Хлору отримає заряд -1 , а атом Гідрогену, втративши свій єдиний електрон, набуде заряду $+1$.

Умовний цілочисельний заряд атома в речовині називають ступенем окиснення елемента.

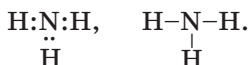
Ступінь окиснення вказують у хімічній формулі над символом елемента, записуючи спочатку знак (« $+$ » або « $-$ »), а потім — число:



ВПРАВА 1. Обчислити ступені окиснення елементів в амоніаку NH_3 .

Розв'язання

Амоніак — молекулярна сполука. У молекулі NH_3 тривалентний атом Нітрогену сполучений простими ковалентними зв'язками з кожним атомом Гідрогену:



Зв'язок $\text{N}-\text{H}$ є полярним, бо елементи різняться за електронегативністю: Нітроген більш електронегативний, ніж Гідроген (табл. 6). Передаємо усі три спільні електронні пари атому Нітрогену. У результаті атом Нітрогену отримує заряд -3 , оскільки до нього, крім своїх трьох електронів, надходять три «чужі» — від атомів Гідрогену. Кожний атом Гідрогену набуває заряду $+1$, бо він втрачає електрон, передавши його атому Нітрогену. Запишемо формулу сполуки зі знайденими ступенями окиснення елементів:



Якщо речовина складається з йонів, то в ній ступінь окиснення кожного елемента збігається із зарядом йона, тобто є реальним зарядом частинки, а не умовним. Запишемо формули двох йонних сполук разом зі ступенями окиснення елементів:



(Нагадуємо, що заряд йона записують справа від символу елемента верхнім індексом, причому спочатку вказують цифру (одиницю опускають), а потім знак: Na^+ , Al^{3+} , Cl^- , O^{2-} .)

Сума ступенів окиснення всіх атомів у кожній речовині дорівнює нулю.

Це — *правило електронейтральності речовини*. Про нього ми згадували раніше, але стосовно йонних речовин. Щойно наведене його формулювання поширюється на речовини молекулярної та атомної будови.

Правило електронейтральності використовують при складанні формул хімічних сполук або для їх перевірки. Так, формула алюміній оксиду Al_2O_3 є правильною, оскільки сума ступенів окиснення всіх частинок (фактично — сума зарядів усіх йонів у формульній одиниці) становить $2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = 0$.

Ступінь окиснення елемента може дорівнювати й нулю. *Нульові значення ступеня окиснення мають елементи у простих речовинах* — водні H_2 , сірці S_8 , залізі Fe і т. д. (поясніть це), а також у бінарних сполуках, утворених елементами з однаковою електронегативністю — фосфіні PH_3 , карбон(IV) сульфіді CS_2 та ін.

Щоб визначати ступені окиснення елементів у сполуках за їхніми хімічними формулами, а також складати формули сполук, потрібно знати такі закономірності:

- 1) металічні елементи мають у сполуках лише позитивні ступені окиснення;
- 2) ступінь окиснення Гідрогену в сполуках з неметалічними елементами, як правило, становить +1, а в сполуках із металічними елементами дорівнює -1;
- 3) Оксиген майже в усіх сполуках має ступінь окиснення -2;
- 4) Флуор як найбільш електронегативний елемент завжди має в сполуках ступінь окиснення -1;
- 5) максимальний (позитивний) ступінь окиснення елемента збігається з номером групи, у якій він перебуває;
- 6) мінімальний (негативний) ступінь окиснення неметалічного елемента дорівнює номеру групи, у якій він перебуває, мінус 8.

ВПРАВА 2. Визначити ступені окиснення елементів у сполуці, формула якої — $K_4P_2O_7$.

Розв'язання

Калій — металічний елемент. Його ступінь окиснення у сполуці має бути позитивним (закономірність 1) і становить +1, оскільки Калій — елемент I групи (закономірність 5). Ступінь окиснення Оксигену в сполуці становить -2 (закономірність 3). Ступінь окиснення Фосфору обчислюємо, скориставшись правилом електро-нейтральності речовини:

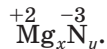
$$\begin{aligned} & \overset{+1}{K}_4 \overset{x}{P}_2 \overset{-2}{O}_7; \\ & 4 \cdot 1 + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0; \\ & x = (14 - 4) : 2 = 5. \end{aligned}$$

Формула сполуки зі знайденими ступенями окиснення елементів — $K_4P_5O_7$.

ВПРАВА 3. Скласти формулу сполуки Магнію з Нітрогеном.

Розв'язання

Магній — металічний елемент; він перебуває в II групі та має у сполуках ступінь окиснення +2 (закономірності 1 і 5). Нітроген є неметалічним елементом; він належить до V групи. У сполуці з металічним елементом Нітроген виявляє негативний ступінь окиснення, який становить $5 - 8 = -3$ (закономірність 6). Записуємо формулу сполуки з невідомими індексами і вказуємо ступені окиснення елементів:



Тепер знаходимо найменше число, яке ділиться без залишку на значення ступенів окиснення елементів; це число 6. Поділивши його на 2, отримуємо кількість атомів Магнію у формулі сполуки ($6 : 2 = 3$), а поділивши на 3 — кількість атомів Нітрогену ($6 : 3 = 2$).

Формула сполуки — Mg_3N_2 .

Значення ступеня окиснення і валентності елемента нерідко збігаються (наприклад, Гідрогену в сполуці HCl, Карбону в сполуці CO_2). Проте їх не можна плутати й замінювати одне одним, бо поняття «ступінь окиснення» та «валентність» є різними за змістом. Ступінь окиснення дедалі ширше використовують як універсальну й однозначну величину, зручну для класифікації речовин, хоча для речовин молекулярної й атомної

будови вона має умовний характер. Поняття «валентність» поступово втрачає своє значення в хімії, але залишиться в історії хімічної науки як одне з її перших фундаментальних понять.

ВИСНОВКИ

Ступінь окиснення елемента — це умовний цілочисельний заряд атома в речовині. Його розраховують, повністю зміщуючи спільні електронні пари до атомів більш електронегативних елементів. Ступінь окиснення елемента в його йоні збігається із зарядом йона.

Сума ступенів окиснення всіх атомів у кожній речовині дорівнює нулю. Це — правило електронейтральності. Його використовують при складанні формул різних сполук.

Значення ступеня окиснення і валентності елемента часто збігаються.



121. Що таке ступінь окиснення елемента?
122. Якого мінімального та максимального значень може набувати ступінь окиснення:
 - а) металічного елемента;
 - б) неметалічного елемента?
123. Які максимальні та мінімальні значення ступенів окиснення можуть мати Силіцій, Літій, Манган, Селен, Неон, Фосфор?
124. Визначте і вкажіть у наведених формулах речовин ступені окиснення елементів: NaH , P_2S_5 , O_3 , OF_2 , CCl_4 , H_2S , Li_3N , AlP .
125. Складіть формули оксидів, у яких:
 - а) Хлор має ступені окиснення $+1$ і $+7$;
 - б) Арсен має ступені окиснення $+3$ та $+5$.
126. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках із такими формулами: KOH , H_2SO_4 , H_3PO_4 , CaCO_3 , NaNO_2 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.
127. Чим різняться поняття «валентність» і «ступінь окиснення»?
128. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках за графічними формулами їхніх молекул:
 - а) $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$;
 - б) $\begin{array}{c} \text{O}=\text{C}-\text{Cl} \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$;
 - в) $\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{O}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$.

Зіставте знайдені ступені окиснення зі значеннями валентності елементів у цих сполуках.

З розділ

Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами

Ще кілька століть тому алхіміки перед початком дослідів і після їх проведення зважували речовини, визначали їх об'єми. Після відкриття М. В. Ломоносовим і А.-Л. Лавуазьє закону збереження маси речовин під час реакцій хімія почала швидко розвиватися, набуваючи статусу точної науки. Нині розрахунки є невід'ємною частиною хімічних досліджень.

19

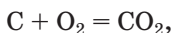
Кількість речовини

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти суть фізичної величини «кількість речовини», а також одиниці її вимірювання — моля;
- з'ясувати, скільки і яких частинок містить 1 моль речовини;
- розв'язувати задачі на обчислення або використання кількості речовини.

Кількість речовини. Вам відомо, що речовини мають різну будову — атомну, молекулярну, йонну. Перетворення одних речовин на інші відбуваються внаслідок сполучення атомів у моле-

кули, розпаду молекул на атоми, перегрупування атомів або йонів. Коментуючи реакцію горіння вуглецю



ви скажете, що кожний атом Карбону взаємодіє з однією молекулою кисню з утворенням молекули вуглекислого газу.

Щоб підготувати будь-який хімічний дослід, немає потреби перераховувати атоми, молекули реагентів. Це й неможливо зробити. Хіміки використовують фізичну величину, яка визначається кількістю найменших частинок речовини в певній її порції. Назва цієї величини — *кількість речовини*. Її позначають латинською літерою n ; раніше для цього використовували грецьку літеру ν («ню»).

Одиницею вимірювання кількості речовини є *моль*¹.

Учені визначили, що 1 моль простої речовини атомної будови містить 602 000 000 000 000 000 000 000 атомів. Це число можна записати як $602 \cdot 10^{21}$ (21 — кількість нулів у першому записі числа), або $6,02 \cdot 10^{23}$. В 1 моль речовини молекулярної будови міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул².

► Скільки молекул міститься в 1/2 моль вуглекислого газу?

У разі йонних сполук і складних речовин атомної будови число $6,02 \cdot 10^{23}$ стосується груп частинок (йонів, атомів), наявних у хімічній формулі речовини. Такі групи частинок називають *формульними одиницями* речовин (с. 74). Для натрій хлориду NaCl формульною одиницею є катіон Na^+ і аніон Cl^- , а для силіцій(IV) оксиду SiO_2 — атом Силіцію і два атоми Оксигену. Поняття «формульна одиниця» є універсальним;

¹ Термін походить від латинського слова moles — безліч.

² Слово «моль» не відмінюється, якщо перед ним є число, але відмінюється, якщо числа немає. Приклади словосполучень: взято 5 моль заліза, означення моля.

його використовують також для молекулярних речовин, простих речовин атомної будови. Наприклад, формульна одиниця для води — молекула H_2O , а для заліза — атом Феруму.

1 моль — порція речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ її формульних одиниць (атомів, молекул, груп атомів або йонів).

► Назвіть формульну одиницю для йонної сполуки Li_2O . Скільки формульних одиниць міститься у 2 моль речовини?

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ обрано не випадково. Учені визначили, що саме стільки атомів міститься у 12 г найпоширенішого нукліда Карбону ^{12}C .

1 моль — порція речовини, яка містить стільки її формульних одиниць, скільки атомів міститься у 12 г нукліда ^{12}C .

Уявлення про порції різних речовин в 1 моль можна отримати з малюнка 38.

Поняття «кількість речовини» використовують не лише щодо речовин, а й щодо окремих частинок. Наприклад, 1 моль катіонів Ca^{2+} — це $6,02 \cdot 10^{23}$ таких йонів.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ назвали числом Авогадро на честь італійського вченого А. Авогадро. Це число розраховували вчені, починаючи з другої половини XIX ст. Вони використовували результати різних досліджень.

Мал. 38.

Порції речовин в 1 моль:
а — алюміній;
б — вода;
в — кухонна сіль



Амедео Авогадро (1776—1856)



Видатний італійський фізик і хімік. Висунув гіпотезу про молекулярну будову речовин, зокрема газів. Відкрив один із законів для газів (1811), згодом названий його іменем. Уточнив атомні маси деяких елементів, визначив склад молекул води, амоніаку, вуглекислого і чадного газів, метану, сірководню тощо. Запропонував експериментальні методи визначення молекулярних мас газоподібних речовин.

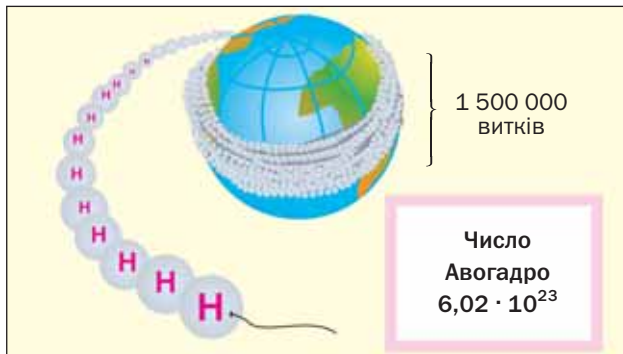
Число Авогадро в мільярди разів перевищує кількість волосин на головах, у вусах, бородах усіх людей, які живуть на Землі. Якщо вкрити земну поверхню такою кількістю ($6,02 \cdot 10^{23}$) тенісних м'ячиків, то товщина цього «покриття» становитиме приблизно 100 км. Якщо ж розмістити $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Гідрогену, найменших серед усіх атомів, упритул один до одного в лінію, то її довжина становитиме приблизно $6 \cdot 10^{10}$ км. Ниткою такої довжини можна обмотати земну кулю по екватору понад 1 500 000 разів (мал. 39).

Числу Авогадро відповідає стала Авогадро. Її позначення — N_A , а розмірність впливає з такого виразу:

Стала Авогадро
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$

$$N_A = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Мал. 39.
1 моль атомів
Гідрогену



Виведемо формулу для обчислення кількості речовини за кількістю формульних одиниць.

Оберемо речовину молекулярної будови. Припустимо, що її порція містить N молекул. Міркуємо так:

в 1 моль речовини міститься N_A молекул,
в n моль речовини — N молекул.

Звідси

$$n = \frac{N}{N_A} \qquad n = \frac{N}{N_A}.$$

Розв'язування задач. Розв'яжемо задачі, що потребують використання величини «кількість речовини».

ЗАДАЧА 1. У якій кількості речовини алюмінію міститься $3,01 \cdot 10^{24}$ атомів?

Дано:

$$N(\text{Al}) = \\ = 3,01 \cdot 10^{24} \text{ атомів}$$

$$n(\text{Al}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

Скористаємося формулою, яка відображає зв'язок між кількістю речовини і кількістю частинок (атомів):

$$n(\text{Al}) = \frac{N(\text{Al})}{N_A} = \frac{3,01 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = \\ = \frac{30,1 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 5 \text{ моль.}$$

Відповідь: $n(\text{Al}) = 5$ моль.

В 1 моль будь-якої молекулярної речовини завжди міститься більше ніж 1 моль атомів. Наприклад, в 1 моль кисню O_2 — 2 моль атомів Оксигену, а в 1 моль метану CH_4 — 1 моль атомів Карбону і 4 моль атомів Гідрогену або 5 моль усіх атомів.

► Які кількості речовини атомів містяться в 1 моль озону O_3 , у 2 моль білого фосфору P_4 , в 0,5 моль амоніаку NH_3 ?

Кількості речовини йонів у йонній сполуці обчислюють аналогічно.

ЗАДАЧА 2. Знайти кількості речовини катіонів і аніонів у ферум(III) оксиді Fe_2O_3 , взятому кількістю речовини 4 моль.

Дано:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 4 \text{ моль}$$

$$n(\text{Fe}^{3+}) = ?$$

$$n(\text{O}^{2-}) = ?$$

Розв'язання

У формульній одиниці оксиду Fe_2O_3 міститься 2 йони Fe^{3+} і 3 йони O^{2-} . Тому 1 моль Fe_2O_3 складається із 2 моль йонів Fe^{3+} і 3 моль йонів O^{2-} . У 4 моль цієї сполуки кількості речовини йонів у чотири рази більші:

$$n(\text{Fe}^{3+}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 4 \text{ моль} = 8 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}^{2-}) = 3 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3 \cdot 4 \text{ моль} = 12 \text{ моль}.$$

Відповідь: $n(\text{Fe}^{3+}) = 8 \text{ моль}$; $n(\text{O}^{2-}) = 12 \text{ моль}$.

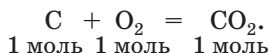
За хімічною формулою сполуки можна визначити співвідношення в ній кількостей речовини атомів, йонів. Наприклад, у метані CH_4

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 1 : 4,$$

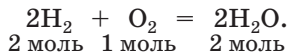
а у ферум(III) оксиді Fe_2O_3 —

$$n(\text{Fe}^{3+}) : n(\text{O}^{2-}) = 2 : 3.$$

Повернімося до хімічної реакції $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$, розглянутої на початку параграфа. Якщо вести мову не про один атом Карбону і одну молекулу кисню чи вуглекислого газу, а про $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок кожного типу, то рівняння реакції з відповідними записами матиме вигляд:



Отже, кількості речовини реагентів і продуктів відповідають (або пропорційні) коефіцієнтам у хімічному рівнянні. Це справедливо для будь-якої реакції. Наводимо ще один приклад:



ВИСНОВКИ

Кількість речовини в хімії визначають за кількістю її частинок (формульних одиниць).

Одиниця вимірювання кількості речовини — моль. 1 моль містить $6,02 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць речовини (атомів, молекул, груп атомів або йонів). Число $6,02 \cdot 10^{23}$ називають числом Авогадро.



129. Із чим пов'язують кількість речовини в хімії? Назвіть одиницю вимірювання кількості речовини.
130. Визначте кількості речовини атомів кожного елемента:
 а) в 1 моль броміду Br_2 ;
 б) у 3 моль сірководню H_2S ;
 в) в $1/3$ моль фосфіну PH_3 . (Усно.)
131. Замість крапок вставте пропущені цифри:
 а) у 3 моль води H_2O міститься ... моль молекул, ... моль атомів Гідрогену, ... моль атомів Оксигену;
 б) у 0,5 моль сульфатної кислоти H_2SO_4 міститься ... моль Гідрогену, ... моль Сульфуру, ... моль Оксигену;
 в) у 2 моль йонної сполуки $\text{Ca}(\text{OH})_2$ міститься ... моль йонів Ca^{2+} і ... моль йонів OH^- або ... формульних одиниць.
132. Виконайте розрахунки і заповніть таблицю:

$N(\text{H}_3\text{PO}_4)$	$n(\text{H}_3\text{PO}_4)$, моль	$n(\text{H})$, моль	$n(\text{P})$, моль	$n(\text{O})$, моль
$12,04 \cdot 10^{23}$				

133. У якій кількості речовини вуглекислого газу містяться:
 а) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул;
 б) $12,04 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену?
134. Чи може 1 моль речовини містити більш ніж $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів? Відповідь поясніть і наведіть приклади.
135. Яка кількість речовини кальцій хлориду CaCl_2 містить $3,01 \cdot 10^{24}$ йонів Ca^{2+} ? Скільки йонів Cl^- в такій порції сполуки? (Усно.)
136. У якій кількості речовини метану CH_4 міститься стільки атомів, скільки їх:
 а) в 1 моль оксиду P_2O_3 ;
 б) у 0,3 моль кислоти HNO_3 ;
 в) у 2,5 моль оксиду CO ?
137. У якій кількості речовини кухонної солі NaCl міститься стільки йонів, скільки їх:
 а) у 0,2 моль оксиду CaO ;
 б) у 2 моль оксиду Li_2O ;
 в) у 0,4 моль сполуки Na_2S ?

138. Назвіть співвідношення кількостей речовини елементів у речовинах із такими формулами: CaO , MgF_2 , HClO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$. (Усно.)
139. Прокоментуйте хімічні реакції, використавши поняття «моль»:
- а) $\text{S} + 2\text{Cl}_2 = \text{SCl}_4$; в) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$.
б) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$;

20 Молярна маса

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати суть фізичної величини «молярна маса»;
- обчислювати значення молярних мас простих і складних речовин;
- розв'язувати задачі з використанням молярних мас.

Молярна маса. Важливою величиною, яка пов'язана з кількістю речовини, є *молярна маса*. Її використовують у багатьох розрахунках під час підготовки до хімічного експерименту, при впровадженні технологічних процесів на заводах, для опрацювання результатів дослідження хімічних реакцій.

Молярна маса — це маса 1 моль речовини.

Молярну масу позначають латинською літерою M . Її розмірність — г/моль .

Для простих речовин атомної будови і молекулярних речовин молярна маса чисельно дорівнює відносній атомній або молекулярній масі. Складні речовини атомної будови та йонні сполуки не містять молекул. Для них замість терміна «відносна молекулярна маса» використовують інший — «відносна формульна маса». Позначають та обчислюють відносну формульну масу так само, як і відносну молекулярну масу.

Молярна маса чисельно дорівнює відносній атомній, молекулярній або формульній масі.

Для того щоб записати молярну масу будь-якої речовини, достатньо вказати значення відповідної відносної атомної, молекулярної або формульної маси і додати розмірність — г/моль. Відносні атомні маси елементів наведено в періодичній системі, а відносні молекулярні маси речовин ви навчилися обчислювати в 7 класі.

Приклади запису молярних мас речовин:

$$M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

(розрахунок відносної молекулярної маси:

$$M_r(\text{O}_2) = 2A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32);$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль}$$

(розрахунок відносної формульної маси:

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5).$$

► Обчисліть і запишіть значення молярних мас амоніаку NH_3 і крейди CaCO_3 .

Оскільки поняття «моль» використовують не лише щодо речовин, а й щодо найдрібніших частинок (атомів, молекул, йонів), то і для них існують молярні маси. Зваживши на те, що маса 1 моль йонів OH^- становить $16 \text{ г} + 1 \text{ г} = 17 \text{ г}$ (масою електронів нехтують, оскільки вона надзвичайно мала), запишемо значення молярної маси цих частинок:

$$M(\text{OH}^-) = 17 \text{ г/моль}.$$

Виведемо формулу, яка описує взаємозв'язок між масою, кількістю речовини і молярною масою. Якщо, наприклад, 1 моль атомів Гідрогену має масу 1 г, то n моль цих атомів — масу, яка в n разів більша, тобто n г. Запишемо відповідний математичний вираз:

$$m(\text{H}) = n \cdot M(\text{H}) = n \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = n \text{ г}.$$

Загальна формула для обчислення маси за кількістю речовини:

$$m = n \cdot M.$$

Звідси

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{m}{M}; M = \frac{m}{n}.$$

$$M = \frac{m}{n}$$

Отже, *молярна маса* — це відношення маси до кількості речовини.

Розв'язування задач. Розглянемо два способи розв'язання задач, що потребують використання молярної маси. Один із них передбачає складання пропорції, а інший — обчислення за наведеними вище формулами.

ЗАДАЧА 1. Розрахувати кількість речовини метану CH_4 , якщо маса сполуки становить 6,4 г.

Дано:

$$m(\text{CH}_4) = 6,4 \text{ г}$$

$$n(\text{CH}_4) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Обчислюємо молярну масу сполуки:

$$M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + 4M(\text{H}) = 12 \text{ г/моль} + 4 \cdot 1 \text{ г/моль} = 16 \text{ г/моль}.$$

2. Знаходимо кількість речовини метану складанням пропорції:

1 моль CH_4 має масу 16 г,

x моль CH_4 — 6,4 г;

$$\frac{1}{x} = \frac{16}{6,4};$$

$$x = n(\text{CH}_4) = \frac{1 \text{ моль} \cdot 6,4 \text{ г}}{16 \text{ г}} = 0,4 \text{ моль}.$$

2-й спосіб

Скористаємося однією з формул, наведених у параграфі:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{6,4 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль}.$$

Відповідь: $n(\text{CH}_4) = 0,4$ моль.

ЗАДАЧА 2. Яка маса заліза відповідає кількості речовини металу 1,5 моль?

Дано:

$$n(\text{Fe}) = 1,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{Fe}) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

Залізо — проста речовина, яка складається з атомів елемента Феруму.

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

Розраховуємо масу заліза складанням пропорції:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль Fe має масу } 56 \text{ г,} \\ 1,5 \text{ моль Fe} \quad \text{—} \quad x \text{ г;} \\ x = m(\text{Fe}) = \frac{1,5 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 84 \text{ г.} \end{array}$$

2-й спосіб

Скористаємося формулою, поданою на с. 106:

$$\begin{aligned} m(\text{Fe}) &= n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = \\ &= 1,5 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 84 \text{ г.} \end{aligned}$$

Відповідь: $m(\text{Fe}) = 84 \text{ г.}$

ЗАДАЧА 3. Обчислити масу 10^{24} атомів Натрію.

Дано:

$$N(\text{Na}) = 10^{24} \text{ атомів}$$

$$m(\text{Na}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1-й спосіб

Оскільки $M(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль}$, то 1 моль атомів Натрію має масу 23 г. Урахувавши, що 1 моль елемента — це $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів, складаємо пропорцію й розв'язуємо її:

$$\begin{array}{l} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомів Na мають масу } 23 \text{ г,} \\ 10^{24} \text{ атомів Na} \quad \text{—} \quad x \text{ г;} \\ x = m(\text{Na}) = \frac{10^{24} \cdot 23 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{230 \text{ г}}{6,02} = 38,2 \text{ г.} \end{array}$$

2-й спосіб

1. Розраховуємо кількість речовини Натрію:

$$\begin{aligned} n(\text{Na}) &= \frac{N(\text{Na})}{N_A} = \frac{10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = \\ &= \frac{10 \text{ моль}}{6,02} = 1,66 \text{ моль.} \end{aligned}$$

2. Обчислюємо масу атомів Натрію:

$$\begin{aligned} m(\text{Na}) &= n(\text{Na}) \cdot M(\text{Na}) = \\ &= 1,66 \text{ моль} \cdot 23 \text{ г/моль} = 38,2 \text{ г.} \end{aligned}$$

Відповідь: $m(\text{Na}) = 38,2 \text{ г.}$

ВИСНОВКИ

Молярна маса — це маса 1 моль речовини. Вона чисельно дорівнює відносній атомній, молекулярній чи формульній масі.

Молярна маса є відношенням маси до кількості речовини.



140. Знайдіть відповідність:
- | | |
|-------------------------|---------------|
| 1) $M_r(\text{CO}_2)$; | а) 44 г; |
| 2) $m(\text{CO}_2)$; | б) 44 г/моль; |
| 3) $M(\text{CO}_2)$; | в) 44. |
141. Обчисліть молярні маси речовин, що мають такі формули: F_2 , H_2O , SO_2 , Li_2O , Mg_3N_2 , H_2SO_4 , CaCO_3 . (Усно.)
142. Які молярні маси атомів і йонів, що мають такі формули: Cu , Ar , Br , Mg^{2+} , S^{2-} ? (Усно.)
143. Маса сполуки, взятої кількістю речовини 0,2 моль, становить 12,8 г. Визначте молярну масу сполуки. (Усно.)
144. Обчисліть масу 0,25 моль магній фосфіду Mg_3P_2 .
145. Маса якої сполуки більша — вуглекислого газу CO_2 , взятого кількістю речовини 2 моль, чи сірчистого газу SO_2 , взятого кількістю речовини 1,5 моль? (Усно.)
146. Яка кількість речовини міститься у 24 г магнію, 80 г бромю, 200 г крейди? (Усно.)
147. Де міститься найбільша кількість речовини, а де — найменша: у 10 г кальцію, 16 г кисню чи 8 г натрій гідриду NaH ? (Усно.)
148. Скільки молекул і атомів у 3,4 г амоніаку NH_3 ? (Усно.)
149. Де міститься більше молекул, атомів:
- а) в 1 г вуглекислого газу CO_2 чи в 1 г сірчистого газу SO_2 ;
 - б) в 1 моль води чи в 1 моль сульфатної кислоти H_2SO_4 ? (Усно.)
150. В 1 л мінеральної води «Боржомі» міститься 80 мг йонів Ca^{2+} , 55 мг йонів Mg^{2+} . Кількість яких йонів у цій воді більша? (Усно.)
151. Обчисліть масу однієї молекули води в грамах, використавши молярну масу води і сталу Авогадро.

21

Молярний об'єм. Закон Авогадро

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати суть фізичної величини «молярний об'єм»;

- зрозуміти, чому в однакових об'ємах різних газів міститься однакова кількість молекул;
- розв'язувати задачі з використанням молярного об'єму газу.

Молярний об'єм. Порцію речовини можна характеризувати не тільки за її масою, а й за об'ємом. Тому, крім молярної маси, використовують іншу фізичну величину — *молярний об'єм*.

Молярним об'ємом називають об'єм 1 моль речовини.

Позначення молярного об'єму — V_M , а одиниці вимірювання — $\text{см}^3/\text{моль}$, $\text{л}/\text{моль}$.

Із курсу фізики вам відома формула, до якої входять маса речовини (m), її густина (ρ) і об'єм (V):

$$m = \rho \cdot V.$$

Аналогічний зв'язок існує між молярною масою і молярним об'ємом:

$$M = \rho \cdot V_M$$

$$M = \rho \cdot V_M.$$

Із цієї формули отримуємо іншу:

$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

$$V_M = \frac{M}{\rho}.$$

За нею можна обчислити молярний об'єм будь-якої речовини. Для цього потрібно розрахувати молярну масу речовини і знайти в довіднику її густину.

Кожна тверда і рідка речовина має своє значення молярного об'єму (наприклад, для алюмінію, кухонної солі, води та етилового спирту — 10, 27, 18 і 58 $\text{см}^3/\text{моль}$ відповідно). Молярний об'єм речовин у твердому і рідкому агрегатних станах, як і їхня густина, майже не залежить від температури і тиску.

Гази при нагріванні або зниженні тиску істотно розширюються, а при охолодженні або підвищенні тиску — стискаються. Це зумовлено тим, що відстані між молекулами в газах дуже вели-

Нормальні
умови (н. у.) —
0 °С;
760 мм рт. ст.

Для газів
за н. у.
 $V_M = 22,4$ л/моль

кі (у твердих і рідких речовинах частинки перебувають у контакті одна з одною).

При зміні умов змінюються також густина газу і його молярний об'єм. Тому, наводячи значення цих фізичних величин, обов'язково вказують відповідні температуру і тиск.

Учені встановили, що молярний об'єм різних газів за однакових умов один і той самий. Зокрема, за температури 0 °С і тиску 760 мм рт. ст. (або 101,3 кПа) він становить 22,4 л/моль. Наведені умови називають *нормальними* (скорочено — *н. у.*).

1 моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.

Описуючи фізичні властивості речовини, указують її агрегатний стан за звичайних умов. У цьому разі йдеться про умови, які найчастіше існують у приміщенні, де вивчають або використовують речовину. Це — температура приблизно +20 °С і тиск приблизно 760 мм рт. ст.

Зв'язок між об'ємом (V), кількістю речовини (n) і молярним об'ємом (V_M) описує така формула (спробуйте її вивести самостійно):

$$V = n \cdot V_M.$$

Із неї можна отримати дві інші:

$$n = \frac{V}{V_M}$$

$$n = \frac{V}{V_M}; \quad V_M = \frac{V}{n}.$$

$$V_M = \frac{V}{n}$$

Отже, *молярний об'єм — це відношення об'єму до кількості речовини.*

Закон Авогадро. Ви вже знаєте, що 1 моль водню, кисню чи іншого газу займає за нормальних умов об'єм 22,4 л і містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Гіпотезу про однакову кількість молекул в однакових об'ємах різних газів, яка базувалася на результатах досліджень реакцій між газами, висловив на початку XIX ст. А. Авогадро. Отримавши подальше експериментальне підтвердження і теоретичне обґрунтування, ця гіпотеза стала законом.

Закон Авогадро формулюють так:

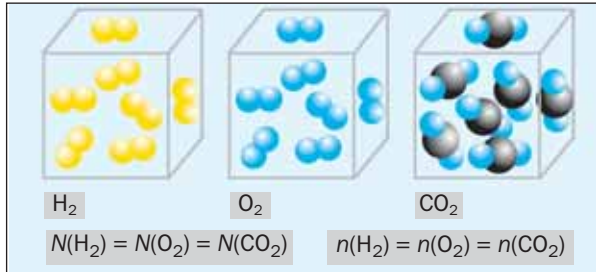
в однакових об'ємах різних газів за однакових температур і тиску міститься однакова кількість молекул¹.

Наводимо важливий наслідок закону Авогадро:

в однакових об'ємах різних газів за однакових температур і тиску містяться однакові кількості речовини.

Викладений матеріал підсумовує малюнок 40.

Мал. 40.
Однакові
кількості
молекул
і кількості
речовини
в однакових
об'ємах газів



Розв'язування задач. Розв'яжемо кілька задач із використанням молярного об'єму газу.

ЗАДАЧА 1. Обчислити об'єм 0,4 г водню за нормальних умов.

Дано:

$$m(H_2) = 0,4 \text{ г}$$

н. у.

$$V(H_2) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Знаходимо кількість речовини водню:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

2. Обчислюємо об'єм водню складанням пропорції:

1 моль H_2 займає за н. у. об'єм 22,4 л,

0,2 моль H_2 — x л;

$$x = V(H_2) = (0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль}) : 1 \text{ моль} = 4,48 \text{ л.}$$

2-й спосіб

1. Знаходимо кількість речовини водню:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

¹ Для інертних газів — однакова кількість атомів.

2. Обчислюємо об'єм водню за відповідною формулою:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_M = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л.}$$

Відповідь: $V(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л.}$

ЗАДАЧА 2. Обчислити кількість молекул в 1 л кисню за нормальних умов.

Дано:

$$V(\text{O}_2) = 1 \text{ л}$$

н. у.

$$N(\text{O}_2) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1-й спосіб

Обчислюємо кількість молекул кисню в 1 л газу за нормальних умов складанням пропорції:

у 22,4 л кисню міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул,
в 1 л кисню — x молекул;

$$x = N(\text{O}_2) = \frac{1 \text{ л} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4 \text{ л}} = 0,27 \cdot 10^{23} = \\ = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (молекул).}$$

2-й спосіб

Обчислюємо кількість молекул кисню в 1 л газу за нормальних умов. Для цього із формул

$$n = \frac{N}{N_A} \text{ і } n = \frac{V}{V_M}$$

отримуємо:

$$N = \frac{N_A \cdot V}{V_M}.$$

Здійснюємо розрахунок:

$$N(\text{O}_2) = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,27 \cdot 10^{23} = \\ = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (молекул).}$$

Відповідь: $N(\text{O}_2) = 2,7 \cdot 10^{22}$ молекул.

Цю задачу можна розв'язати ще одним способом. Спочатку обчислюють за відповідними формулами кількість речовини кисню, а потім — кількість молекул.

ЗАДАЧА 3. Розрахувати густину чадного газу CO за нормальних умов.

Дано:

CO

н. у.

$$\rho(\text{CO}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Знаходимо молярну масу чадного газу:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль.}$$

2. Обчислюємо густину газу за нормальних умов:

1 моль CO, тобто 28 г, займає за н. у. об'єм 22,4 л,
 x г CO — 1 л;

$$x = m(\text{CO}) = \frac{28 \text{ г} \cdot 1 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 1,25 \text{ г};$$

$$\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ г/л.}$$

2-й спосіб

1. Знаходимо молярну масу чадного газу:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль.}$$

2. Розраховуємо густину чадного газу за нормальних умов:

$$M = \rho \cdot V_M \Rightarrow \rho = \frac{M}{V_M};$$

$$\rho(\text{CO}) = \frac{M(\text{CO})}{V_M} = \frac{28 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,25 \text{ г/л.}$$

Відповідь: $\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ г/л.}$

ВИСНОВКИ

Молярний об'єм — об'єм 1 моль речовини. Ця фізична величина є відношенням об'єму до кількості речовини.

Молярні об'єми твердих і рідких речовин різні, а газів (за одних і тих самих температури і тиску) — однакові. За нормальних умов (температури 0 °С й тиску 760 мм рт. ст.) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л.

В однакових об'ємах різних газів за однакових температури і тиску міститься однакова кількість молекул (закон Авогадро).



152. Що таке молярний об'єм речовини? Як можна його розрахувати?

153. Густина азоту¹ становить 1,25 г/л. Обчисліть молярний об'єм газу.

154. Густина газу становить 1,43 г/л. Яка молярна маса газу?

¹ У цій і наступних задачах до параграфу густини, об'єми і молярні об'єми газів відповідають нормальним умовам.

155. Знайдіть об'єми газів:
- а) водню, взятого кількістю речовини 10 моль;
 - б) сірководню H_2S масою 3,4 г;
 - в) чадного газу CO масою 0,28 г. (Усно.)
156. Людина за добу видихає разом із повітрям 500 л вуглекислого газу. Визначте масу цього об'єму газу.
157. Обчисліть молярну масу газу, якщо 60 г його займають об'єм 44,8 л. (Усно.)
158. Де міститься найбільше молекул — в 1 л води, 1 л кисню чи 1 л водню? Відповідь поясніть.
159. Маємо однакові маси газів — водню і метану CH_4 . Яке співвідношення їхніх об'ємів?

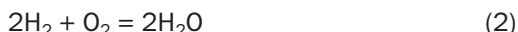
для допитливих

Співвідношення об'ємів газів у хімічних реакціях

Згідно із законом Авогадро, однакові об'єми газів містять однако-ву кількість молекул (за однакових умов). Якщо кожна молекула одно-го газу реагує з однією молекулою іншого, наприклад під час реакції



то повинні взаємодіяти однакові об'єми речовин, скажімо 1 л H_2 та 1 л Cl_2 . У реакції



на один об'єм кисню має припадати два об'єми водню, оскільки тільки за цієї умови кількість молекул водню удвічі перевищуватиме кількість молекул кисню, як того «вимагає» хімічне рівняння.

Узагальненням цих висновків є закон *об'ємних співвідношень газів*, який відкрив французький учений Ж. Гей-Люссак у 1808 р.:

об'єми газів, що вступають у реакцію та утворюються в результаті реакції, співвідносяться як невеликі цілі числа.

Із часом учені встановили, що ці числа є відповідними коефіцієнтами в хімічних рівняннях.

Отже, для газів у реакціях (1) і (2)

$$V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) : V(\text{HCl}) = 1 : 1 : 2;$$

$$V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 2 : 1.$$

Використання закону Гей-Люссака дає змогу хіміку або інженеру-технологу визначити, які об'єми газів потрібно взяти для здійснення реакції. Відміряти певний об'єм газу значно легше, ніж узяти його певну масу, зваживши на терезах.

22

Відносна густина газу

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати суть відносної густини газу;
- зрозуміти, як обчислити відносну густина одного газу за іншим газом;
- розв'язувати задачі з використанням відносної густини газів.

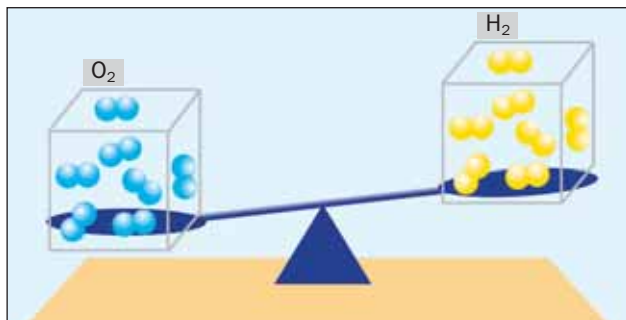
Відносна густина газу. В однакових об'ємах різних газів міститься одна й та сама кількість молекул¹. Однак маси однакових об'ємів газів, як правило, різні, бо молекули різних речовин здебільшого мають різну масу. Маса 1 см³ кисню, взятого за нормальних умов, становить 0,00143 г, а маса такого самого об'єму водню — 0,0000893 г. Отже, кисень важчий за водень (мал. 41). А у скільки разів? Поділимо масу 1 см³ кисню на масу 1 см³ водню:

$$\frac{m(\text{O}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ г}}{0,0000893 \text{ г}} = 16.$$

Число 16 називають *відносною густиною* кисню за воднем. Цю фізичну величину позначають літерою D і записують так:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = 16.$$

Мал. 41.
Порівняння
мас однакових
об'ємів газів



¹ За одних і тих самих умов.

Відносна густина газу за іншим газом — це відношення маси певного об'єму газу до маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових температури і тиску).

Маса 1 см³ речовини чисельно дорівнює її густині. Густини кисню і водню (за нормальних умов) такі:

$$\begin{aligned}\rho(\text{O}_2) &= 0,00143 \text{ г/см}^3, \\ \rho(\text{H}_2) &= 0,0000893 \text{ г/см}^3.\end{aligned}$$

Дізнатися, у скільки разів кисень важчий за водень, можна, поділивши густину кисню на густину водню:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{\rho(\text{O}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ г/см}^3}{0,0000893 \text{ г/см}^3} = 16.$$

Із цієї формули зрозуміло, чому фізичну величину, про яку йдеться в параграфі, названо відносною густиною.

Відносна густина, як і відносна атомна (молекулярна, формульна) маса, не має розмірності.

Якщо взяти по 22,4 л кисню і водню за нормальних умов, то маси газів (у грамах) чисельно дорівнюватимуть їхнім молярним масам або відносним молекулярним масам. Звідси — такі варіанти обчислення відносної густини кисню за воднем:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{M_r(\text{O}_2)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{32}{2} = 16.$$

Перетворимо всі наведені вище формули на загальні. Важчий газ позначимо літерою B , легший — літерою A , а відносну густину першого газу за другим — $D_A(B)$:

$$D_A(B) = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M_r(B)}{M_r(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Запам'ятайте: маси газів можна використати для розрахунку відносної густини лише за умови, що $V(B) = V(A)$.

► Обчисліть відносну густину вуглекислого газу за гелієм.

Гази часто порівнюють із повітрям. Хоча повітря — суміш газів, проте його можна умовно

Цікаво знати

Найлегший з усіх газів — водень H_2 , найважчий — радон Rn .

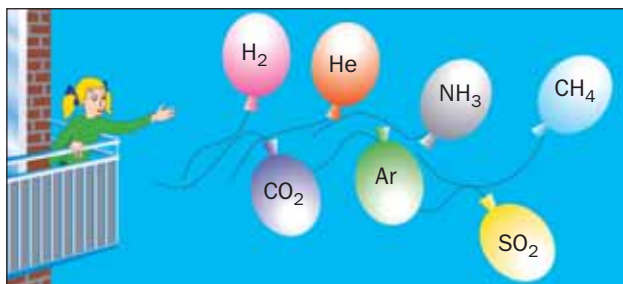
$$M_r(\text{пов.}) = 29$$

вважати газом із відносною молекулярною масою 29. Це число називають *середньою відносною молекулярною масою повітря*. Воно перебуває у проміжку між числами 32 та 28 — відносними молекулярними масами кисню O_2 та азоту N_2 , головних компонентів повітря.

► Доведіть, що гази водень, гелій і метан легші за повітря.

Встановити, легший чи важчий певний газ за повітря, дуже просто. Достатньо заповнити ним гумову кульку і відпустити її (мал. 42).

Мал. 42.
Рух у повітрі кульок, заповнених різними газами



Формули для розрахунку відносної густини газу B за повітрям мають такий вигляд:

$$D_{\text{пов.}}(B) = \frac{M_r(B)}{29} = \frac{M(B)}{29 \text{ г/моль}}$$

Розв'язування задач. Покажемо, як розв'язують задачі з використанням викладеного в параграфі матеріалу.

ЗАДАЧА 1. Розрахувати відносну густина вуглекислого газу за воднем і за повітрям.

Дано:

CO_2

$D_{H_2}(CO_2) - ?$

$D_{\text{пов.}}(CO_2) - ?$

Розв'язання

Знаходимо відносну густина вуглекислого газу за воднем і за повітрям.

$$D_{H_2}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(H_2)} = \frac{44 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 22;$$

$$D_{\text{пов.}}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(\text{пов.})} = \frac{44 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,52.$$

Відповідь: $D_{H_2}(CO_2) = 22$; $D_{\text{пов.}}(CO_2) = 1,52$.

Згідно з отриманим результатом вуглекислий газ у 1,52 раза важчий за повітря. Очевидно, що повітря у стільки ж разів легше за вуглекислий газ.

Знаючи відносну густину невідомого газу B за відомим газом A , можна обчислити молярну масу газу B за формулою

$$M(B) = D_A(B) \cdot M(A).$$

ЗАДАЧА 2. Відносна густина газу X (сполука Сульфуру) за воднем становить 17. Обчислити молярну масу газу X і знайти його формулу.

Дано:

$$D_{\text{H}_2}(X) = 17$$

$$\frac{M(X) - ?}{X - ?}$$

Розв'язання

1. Обчислюємо молярну масу газу X :

$$D_{\text{H}_2}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{H}_2)} \Rightarrow M(X) = D_{\text{H}_2}(X) \cdot M(\text{H}_2);$$

$$M(X) = 17 \cdot 2 \text{ г/моль} = 34 \text{ г/моль}.$$

2. Знаходимо формулу сполуки.

Оскільки $M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}$, то в молекулі сполуки X міститься один атом Сульфуру. (Якби атомів цього елемента було два або більше, то молярна маса сполуки X перевищувала би $2 \cdot 32 \text{ г/моль} = 64 \text{ г/моль}$.) На інший елемент у молярній масі сполуки припадає $34 \text{ г/моль} - 32 \text{ г/моль} = 2 \text{ г/моль}$. Очевидно, що цей елемент — Гідроген ($M(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}$) і його атомів у молекулі сполуки — два. Формула сполуки — H_2S .

Відповідь: $M(X) = 34 \text{ г/моль}$; формула газу X — H_2S .

ВИСНОВКИ

Відносна густина газу за іншим газом — це відношення маси певного об'єму газу до маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових температури і тиску). Значення відносної густини газу показує, у скільки разів він важчий за інший газ.

Газом порівняння часто слугує повітря, яке поводить як газ із відносною молекулярною масою 29.

За відсноною густиною газу можна обчислити молярну масу газу, а також знайти його формулу.



160. Зіставте фізичні величини «відносна густина» і «густина».
161. Чому для відносної густини газу не вказують умови — тиск і температуру?
162. Визначте густину повітря за нормальних умов.
163. Обчисліть відносну густину за воднем газів із такими формулами: He, Ne, CH₄, NH₃, N₂, CO, SiH₄, SO₂. (Усно.)
164. Назвіть два-три газу, які важчі за повітря, і доведіть це.
165. Газоподібна проста речовина має відносну густину за воднем 24. Знайдіть формулу речовини. (Усно.)
166. Відносна густина газу А за повітрям становить 1,59. Визначте відносну молекулярну масу цього газу.
167. Деякий газ легший за повітря в 1,7 раза. Важчий чи легший він за метан CH₄ й у скільки разів?
168. Маса 2 л газу Х становить 3,75 г, а маса такого самого об'єму газу Y — 2,32 г. Визначте густину газу Х, а також його відносну густину за газом Y.
169. Один літр деякого газу за нормальних умов має масу 1,96 г. Яка відносна густина цього газу за азотом?

для допитливих

Про середню молярну масу повітря

Чому середня відносна молекулярна маса повітря дорівнює 29, а не 30 — середньому арифметичному відносною молекулярних мас кисню (32) й азоту (28)? Тому що в повітрі міститься неоднакова кількість цих газів: кисню — 21 % за об'ємом, азоту — 78 %.

Обчислимо середню молярну масу повітря (вона кількісно дорівнює середній відносній молекулярній масі).

Припустимо, що повітря складається лише з кисню й азоту. Візьмемо наближені значення об'ємних часток¹ цих газів у повітрі:

$$\varphi(\text{O}_2) = 0,2; \quad \varphi(\text{N}_2) = 0,8.$$

¹ Об'ємну частку позначають грецькою літерою φ («фі»).

Кількості речовини газів пропорційні їхнім об'ємам або об'ємним часткам:

$$n(\text{O}_2) : n(\text{N}_2) = \varphi(\text{O}_2) : \varphi(\text{N}_2).$$

Знайдемо масу порції повітря, у якій сума кількостей речовини газів становить 1 моль:

$$n(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) = 1 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}_2) = 0,2 \cdot 1 \text{ моль} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{N}_2) = 0,8 \cdot 1 \text{ моль} = 0,8 \text{ моль};$$

$$m(\text{пов.}) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 0,2 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} + \\ + 0,8 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 28,8 \text{ г} \approx 29 \text{ г}.$$

Звідси $M(\text{пов.}) = 29 \text{ г/моль}$.

4 розділ

Основні класи неорганічних сполук

Вам відомо, що всі речовини поділяють на органічні і неорганічні. До першої групи належать сполуки Карбону, до другої — сполуки інших елементів та усі прості речовини (метали, неметали).

Розділ хімічної науки, який охоплює неорганічні речовини, називають *неорганічною хімією*.

Кількість неорганічних речовин сягає сотень тисяч. Учені-хіміки поділили багато неорганічних сполук на певні групи, або *класи*. При цьому вони врахували їхній склад, тобто те, скільки хімічних елементів і які саме елементи утворюють кожну сполуку. У деяких випадках також брали до уваги хімічний характер речовин (наприклад, здатність вступати в реакції з основами чи кислотами або і з основами, і з кислотами).

Кілька класів неорганічних сполук вважають основними, найважливішими. Їх розглядатимемо в цьому розділі.

Ви знаєте про сполуки, загальна назва яких — *оксиди*. Під час реакцій води з деякими оксидами металічних елементів утворюються речовини, які називають *основами*, а з іншими оксидами вода взаємодіє з утворенням *кислот*. Крім оксидів, основ, кислот, до основних класів неорганічних сполук зараховують *амфотерні гідроксиди і солі*.

23 Оксиди

Матеріал параграфу допоможе вам:

- пригадати склад оксидів;
- закріпити навички зі складання хімічних назв оксидів;
- дізнатися про поширеність оксидів у природі.

Склад і формули оксидів. Найважливішим і життєво необхідним оксидом є вода (мал. 43). Вона дарує радість, коли людина слухає «дихання» моря, спостерігає гру сонячних променів у краплях роси, милується вкритими інеєм деревами. У воді мешкає безліч живих істот. Ця рідина має особливі властивості, є найкращим розчинником для багатьох речовин, слугує каталізатором деяких хімічних реакцій, бере участь у різних технологічних процесах.



Мал. 43.
Вода в природі

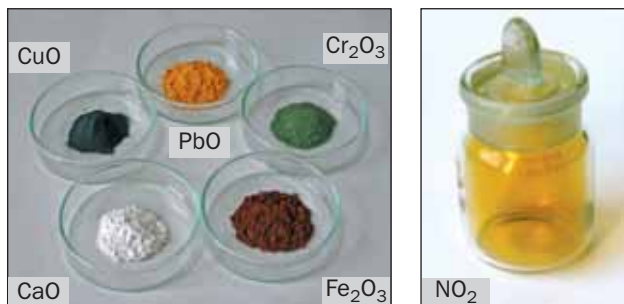
Цікаво знати

Найбільше оксидів утворює Нітроген:
 N_2O , NO ,
 N_2O_3 , NO_2 ,
 N_2O_4 , N_2O_5 .

Вам відомо, що *оксиди є сполуками елементів з Оксигеном*. Майже всі елементи утворюють оксиди (мал. 44). Для елемента з постійною валентністю існує один оксид. Так, одновалентний Літій утворює оксид із формулою Li_2O , дво-валентний Кальцій — оксид CaO , тривалентний Бор — оксид B_2O_3 . Якщо елемент має змінну валентність, то для нього існує кілька оксидів. Наприклад, для Купруму відомі сполуки Cu_2O і CuO , а для Хрому — CrO , Cr_2O_3 і CrO_3 .

Мал. 44.
Деякі оксиди

Оксиди
 E_mO_n



Ураховуючи можливі значення валентності хімічних елементів у сполуках, запишемо ряд загальних формул оксидів: E_2O , EO , E_2O_3 , EO_2 , E_2O_5 , EO_3 , E_2O_7 , EO_4 . Об'єднаємо їх в одну — E_mO_n .

► Визначте ступінь окиснення Оксигену в оксидах Li_2O , CaO і B_2O_3 .

Оксид — сполука елемента з Оксигеном, у якій Оксиген виявляє ступінь окиснення -2 .

Деякі сполуки елементів з Оксигеном не зараховують до оксидів. Серед них — гідроген пероксид H_2O_2 і оксиген фторид OF_2 . У першій сполуці ступінь окиснення Оксигену становить -1 , а в другій дорівнює $+2$ (доведіть це).

Назви оксидів. У 7 класі ви навчилися давати оксидам хімічні назви. Нагадаємо, що назва оксиду складається з назви елемента, який утворив цю сполуку з Оксигеном, і слова «оксид»:

CaO — кальцій оксид;

B_2O_3 — бор оксид.

Якщо елемент утворює кілька оксидів, то в назві кожної сполуки після назви елемента вказують (без відступу) римською цифрою в дужках значення його ступеня окиснення без знака «+»:

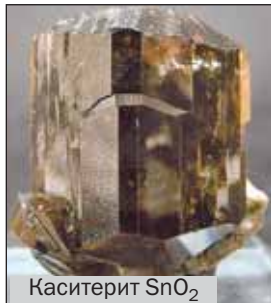
FeO — ферум(II) оксид;

Fe_2O_3 — ферум(III) оксид.

У назві сполуки відмінюється лише друге слово: кальцій оксиду, ферум(II) оксидом.



Кварц SiO_2



Каситерит SnO_2



Куприт Cu_2O

Мал. 45.
Кристали
деяких
мінералів

- Складіть хімічні назви оксидів із формулами MgO , CO_2 , P_2O_5 .

Деякі оксиди, крім хімічних назв, мають ще й традиційні (тривіальні). Такі назви, наприклад, для сполук CaO і SO_2 — «негашене вапно» і «сірчистий газ».

Поширеність оксидів у природі. Оксиди містяться в кожній із трьох оболонок нашої планети — в атмосфері, гідросфері, літосфері.

Найпоширеніший оксид в атмосфері та гідросфері — вода, а в літосфері — силіцій(IV) оксид SiO_2 . Ця сполука Силіцію утворює мінерал кварц, є складником піску, граніту. У повітрі міститься невелика кількість вуглекислого газу. Найбільше оксидів трапляється в літосфері. Вони входять до складу гірських порід, ґрунтів, мінералів (мал. 45). Ферум(III) оксид є головним компонентом деяких залізних руд.

Цікаво знати

Для води H_2O хімічну назву «гідроген оксид» не використовують.

ВИСНОВКИ

Оксид — сполука елемента з Оксигеном, у якій ступінь окиснення Оксигену становить -2 . Загальна формула оксидів — $E_m\text{O}_n$.

Оксиди мають хімічні назви, а деякі — ще й тривіальні назви. Перше слово в хімічній назві оксиду є назвою відповідного елемента, а друге слово — «оксид».

Багато оксидів трапляється в природі. Найпоширеніші серед них — вода і силіцій(IV) оксид.



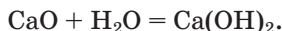
170. Які сполуки називають оксидами? Укажіть серед наведених хімічних формул ті, які відповідають оксидам: PbO , Cl_2O_7 , Na_2O , K_2O_2 , LiOH , SeO_3 , HClO , BaO_2 .
171. Складіть хімічні формули оксидів Арсену (в них ступені окиснення цього елемента становлять +3 і +5) і Телуру (ступені окиснення елемента дорівнюють +4 і +6).
172. Складіть хімічні формули оксидів, які містять катіони Калію, Барію, Алюмінію.
173. Зобразіть графічні формули молекул оксидів SO_2 та I_2O_5 .
174. Запишіть формули сполук, що мають такі назви:
а) нітроген(IV) оксид; в) берилій оксид;
б) титан(III) оксид; г) манган(II) оксид.
175. Дайте хімічні назви оксидам SrO , Mn_2O_3 , Mn_2O_7 , NO , N_2O_5 .
176. Обчисліть масові частки елементів у сульфур(IV) оксиді та сульфур(VI) оксиді.
177. Знайдіть масу:
а) титан(IV) оксиду кількістю речовини 2 моль;
б) порції нітроген(II) оксиду, в якій налічується 10^{23} молекул.
178. Учні класу за 45 хвилин уроку видихають разом із повітрям 1,1 кг вуглекислого газу. Який об'єм займає цей газ за нормальних умов?

24 Основи

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати склад основ;
- використовувати таблицю розчинності неорганічних сполук у воді;
- закріпити навички зі складання хімічних назв основ.

Склад і формули основ. Вам відомо, що деякі оксиди металічних елементів реагують з водою (§ 11):



Основи $M(\text{OH})_n$

Продукти цих реакцій належать до класу *основ*; їх склад відповідає загальній формулі $M(\text{OH})_n$. Основами є всі сполуки, що мають формулу $M\text{OH}$, більшість сполук із формулою $M(\text{OH})_2$ і декілька з формулою $M(\text{OH})_3$.

Усі основи — йонні речовини.

Основа — сполука, яка складається з катіонів металічного елемента M^{n+} і гідроксид-аніонів OH^- .

Кожна основа походить від певного оксиду. Ви вже знаєте, що такі оксиди називають *основними*. Заряд йона металічного елемента в основі та оксиді один і той самий. Багато основних оксидів не взаємодіють із водою; відповідні основи добувають, здійснюючи інші реакції.

► Напишіть формулу основи, якій відповідає оксид V_2O_3 .

Деякі сполуки, що мають загальну формулу $M(\text{OH})_n$, не зараховують до основ, оскільки вони виявляють хімічні властивості, притаманні як основам, так і кислотам. Ці сполуки називають амфотерними гідроксидами; про них ітиметься в § 31.

Основи, утворені лужними і лужноземельними елементами, розчиняються у воді. Їх загальна назва — *луги*. Магній гідроксид до лугів не належить. Інші основи є нерозчинними.

Отримати інформацію про здатність неорганічних сполук розчинятися у воді можна з таблиці розчинності (форзац II). Наводимо її фрагмент:

Аніон	Катіони									
	Na^+	K^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Mn^{2+}	Hg^{2+}	Ni^{2+}	Fe^{2+}
OH^-	р	р	—	м	м	р	н	—	н	н

Літера «р» у клітинці, яка відповідає певній сполуці, свідчить про те, що речовина добре розчиняється у воді. Літерою «м» позначено сполуки

з малою розчинністю, а літерою «н» — майже нерозчинні сполуки. Риска в клітинці означає, що речовини не існує (її не добуто). Такі риси є в клітинках для гідроксидів AgOH і $\text{Hg}(\text{OH})_2$ (відповідні оксиди Ag_2O і HgO відомі).

Назви основ. Хімічні назви основ, як і оксидів, складаються із двох слів. Першим словом є назва елемента, який утворює основу, а другим — слово «гідроксид». Наприклад, сполуку з формулою NaOH називають «натрій гідроксид», а сполуку $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — «магній гідроксид». У назвах основ відмінюється лише друге слово: натрій гідроксиду, магній гідроксидом.

Якщо металічний елемент утворює катіони з різними зарядами, то в назві основи вказують значення заряду катіона після назви елемента римською цифрою (в дужках без відступу і знака «+»):

$\text{Cr}(\text{OH})_2$ — хром(II) гідроксид.

► Дайте назви основам, які мають формули KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Луги, які набули найширшого використання, крім хімічних назв, мають ще й традиційні (тривіальні):

NaOH — їдкий натр;

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гашене вапно.

Назва першої сполуки пов'язана з тим, що натрій гідроксид та його розчини руйнують різні матеріали, спричиняють «хімічні» опіки на шкірі. Другу сполуку називають за способом її добування — «гасіння» вапна (реакція між кальцій оксидом (негашеним вапном) і водою).

Основ, на відміну від оксидів, у природі немає.

ВИСНОВКИ

Основи — сполуки металічних елементів із загальною формулою $M(\text{OH})_n$.

Усі основи є йонними речовинами. Вони складаються з катіонів металічних елементів M^{n+} і гідроксид-аніонів OH^- .

Основи, які розчиняються у воді, називають лугами.

Хімічна назва основи складається з назви металічного елемента і слова «гідроксид».



179. Які сполуки називають основами? Запишіть загальну формулу основ, до складу яких входять двозарядні катіони. Що таке луги?
180. Складіть формули цезій гідроксиду, титан(III) гідроксиду.
181. Напишіть формули основ, що відповідають оксидам із такими формулами: K_2O , VO , La_2O_3 .
182. Яка кількість речовини кожного йона міститься в 1 моль основ NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$? (Усно.)
183. Обчисліть масу 0,2 моль літій гідроксиду. (Усно.)
184. Скільки катіонів та аніонів міститься:
а) в 0,1 моль натрій гідроксиду;
б) в 1/2 моль манган(II) гідроксиду?
Назвіть масу кожного йона в указаних порціях речовин. (Усно.)
185. У порції якої сполуки — барій гідроксиду кількістю речовини 3 моль чи калій гідроксиду кількістю речовини 4 моль — міститься більше йонів? Відповідь поясніть.

для допитливих

Незвичайна основа

Газ амоніак NH_3 дуже добре розчиняється у воді. Цей розчин (його побутова назва — нашатирний спирт) містить невеликі кількості йонів амонію NH_4^+ та гідроксид-іонів OH^- і за хімічними властивостями нагадує розбавлений розчин лугу. Хімічне перетворення, яке відбувається під час розчинення амоніаку у воді, описують схемою



а для відповідної основи використовують формулу NH_4OH . Виділити сполуку з розчину не вдається: отримаємо продукти її розкладу — амоніак і воду (водяну пару).

25 Кислоти

Матеріал параграфу допоможе вам:

- класифікувати кислоти за певними ознаками;
- закріпити навички зі складання формул оксигеновмісних кислот;
- давати назви кислотам;
- дізнатися про поширеність кислот у природі.

Склад і формули кислот. На попередніх уроках хімії кислотами називали сполуки, що утворюються під час реакцій оксидів неметалічних елементів з водою. Приклади хімічних формул таких сполук: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 . Оксиди, від яких походять кислоти, називають *кислотними*.

До кислот також зараховують водні розчини сполук неметалічних елементів VI і VII груп періодичної системи з Гідрогеном — HF , HCl , H_2S та деяких інших.

Кислоти, що є похідними оксидів, об'єднують у групу *оксигеновмісних* кислот (мал. 46). Їх загальна формула — H_mEO_n . Кислоти, утворені сполуками неметалічних елементів із Гідрогеном, називають *безоксигеновими*; вони мають загальну формулу H_nE .

Кислоти



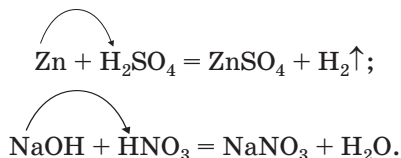
Мал. 46.
Кислоти:
а — ортоборатна (борна);
б — сульфатна (сірчана)



Усі кислоти — молекулярні речовини. У молекулі будь-якої кислоти міститься один або кілька атомів Гідрогену.

Кислоти — сполуки, молекули яких містять атоми Гідрогену, що можуть під час хімічних реакцій заміщуватись на атоми (йони) металічних елементів.

Приклади відповідних реакцій:



Зважаючи на кількість здатних до заміщення атомів Гідрогену, всі кислоти поділяють на одноосновні (наприклад, HCl , HNO_3), двоосновні (H_2S , H_2SO_4), трьохосновні (H_3PO_4)¹.

Частина молекули кислоти, сполучену з атомом (атомами) Гідрогену, називають *кислотним залишком*.

За кількістю атомів Гідрогену в молекулі кислоти визначають валентність кислотного залишку. Якщо в молекулі кислоти один атом Гідрогену, кислотний залишок одновалентний, якщо два атоми — залишок двовалентний і т. д.:



Як бачимо, поняття «валентність» використовують не лише щодо атома, а й щодо групи сполучених атомів.

► Назвіть кислотні залишки та значення їх валентності в кислотах HNO_3 і H_2S .

Елемент, що утворює кислоту, називають *кислототворним*. Покажемо, як обчислити значення його ступеня окиснення в кислоті H_2SO_4 . Запишемо над символами Гідрогену й Оксигену значення ступенів окиснення цих елементів:



Сума ступенів окиснення чотирьох атомів Оксигену становить $(-2) \cdot 4 = -8$, а двох атомів

¹ Існують кислоти, у молекулах яких заміщення всіх атомів Гідрогену неможливе.

Гідрогену — $(+1) \cdot 2 = +2$. Оскільки молекула електронейтральна, то ступінь окиснення атома Сульфуру має становити $+6$:



Знаючи ступінь окиснення кислототворного елемента в кислоті, можна легко визначити оксид, від якого вона походить. Наприклад, кислоті H_2SO_4 відповідає оксид SO_3 (у ньому ступінь окиснення Сульфуру також становить $+6$).

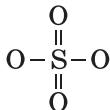
► Визначте ступінь окиснення Фосфору в кислоті H_3PO_4 і назвіть формулу відповідного кислотного оксиду.

Для кислот використовують не лише хімічні формули, а й графічні. Складемо графічну формулу молекули кислоти H_2SO_4 .

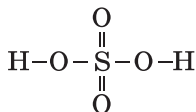
Сульфур у кислоті H_2SO_4 шестивалентний. Записуємо навколо кислототворного атома 6 рисок:



Усі ці риси (одиниці валентності) мають також «належати» чотирьом двовалентним атомам Оксигену. Розміщуємо всі атоми Оксигену навколо атома Сульфуру. Двом атомам Оксигену «виділяємо» по дві риси, а для двох інших залишиться по одній:



У лівого і правого атомів Оксигену не вистачає по одній рисці (Оксиген — двовалентний елемент). Проводимо їх і дописуємо зліва і справа по атому Гідрогену:

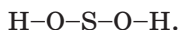


Графічну формулу цієї молекули можна скласти іншим способом. Записуємо хімічну форму-

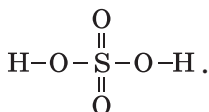
лу сполуки, виокремивши в ній групи атомів OH (гідроксильні групи):



Гідроксильна група є одновалентною: $-\text{O}-\text{H}$. З'єднуємо рискою кожну групу OH з атомом Сульфуру:



Два атоми Оксигену, що залишилися, розміщуємо навколо атома Сульфуру і кожний «сполучаємо» із цим атомом двома рисками:



► Складіть графічну формулу молекули кислоти H_3PO_4 .

Назви кислот. Кислоти мають хімічні й тривіальні назви (табл. 7).

Таблиця 7

Найважливіші кислоти

Формула	Назва*	
	хімічна	тривіальна
HF	Фторидна	Фтороводнева, плавикова
HCl	Хлоридна	Хлороводнева, соляна ¹
H ₂ S	Сульфідна	Сірководнева
HNO ₂	Нітритна	Азотиста
HNO ₃	Нітратна	Азотна
H ₂ CO ₃	Карбонатна	Вугільна
H ₂ SiO ₃	Метасилікатна	Кремнієва
H ₂ SO ₃	Сульфітна	Сірчиста
H ₂ SO ₄	Сульфатна	Сірчана
H ₃ PO ₄	Ортофосфатна	Фосфорна

* Наведено перші слова назв.

¹ Кислоту названо соляною, оскільки раніше її добували із солі NaCl.

Назва кислоти складається із двох слів. Друге слово в усіх назвах — «кислота».

Корінь першого слова хімічної назви кислоти походить від назви кислототворного елемента (хлоридна кислота — сполука Хлору). Це слово для безоксигенової кислоти має суфікс «ід» («ид»): H_2S — сульфідна кислота. У хімічних назвах оксигеновмісних кислот суфікси інші. Якщо кислототворний елемент перебуває у сполуці в найвищому ступені окиснення, обирають суфікс «ат» (H_2SO_4 — сульфатна кислота), а якщо у нижчому — «іт» або «ит» (H_2SO_3 — сульфітна кислота). Хімічні назви кислот H_2SiO_3 і H_3PO_4 містять ще й префікси «мета», «орто» (табл. 7).

Тривіальні назви більшості кислот походять від назв простих речовин або сполук елементів із Гідрогеном.

Поширеність кислот у природі. На нашій планеті трапляється чимало кислот. Карбонатна кислота утворюється в результаті розчинення у природній воді вуглекислого газу CO_2 . Під час вивержень вулканів в атмосферу надходять сірководень H_2S і сірчистий газ SO_2 . Перша сполука, розчиняючись у воді, утворює сульфідну кислоту, а друга, реагуючи з водою, — сульфітну.

Рослинний і тваринний світ багатий на кислоти, які належать до органічних сполук. Лимонна, яблучна, щавлева кислоти містяться в деяких фруктах, ягодах, овочах (мал. 47), мурашина кислота — в мурахах (тому їх укуси досить відчут-



Мал. 47.
Природні
джерела
органічних
кислот

ні), бджолиній отруті, кропиві. Коли скисають молоко і вино, утворюються, відповідно, молочна й оцтова кислоти. Молочна кислота також є у квашеній капусті, силосі для худоби; вона накопичується у м'язах під час їх роботи. Шлунковий сік містить неорганічну кислоту — хлоридну.

ВИСНОВКИ

Кислота — сполука, молекула якої містить один або кілька атомів Гідрогену, які можуть під час реакцій заміщуватися на атоми (йони) металічного елемента.

Розрізняють безокисенові кислоти (загальна формула H_nE) та окисеновмісні (H_mEO_n). За кількістю атомів Гідрогену в молекулі кислоти поділяють на одноосновні, двоосновні, трьохосновні.

Частину молекули кислоти, сполучену з атомом (атомами) Гідрогену, називають кислотним залишком.

Для окисеновмісної кислоти існує відповідний (кислотний) оксид. В обох сполуках кислототворний елемент має одне й те саме значення ступеня окиснення.

Кислоти мають хімічні й тривіальні назви.

Кислоти поширені в природі.



186. Наведіть означення кислоти. Що таке кислотний залишок? Укажіть кислотні залишки у формулах кислот H_2Te , HNO_2 і H_3AsO_4 .
187. За якими ознаками класифікують кислоти? Запишіть формули кислот $HClO_3$, HBr , H_2TeO_3 , HF , HNO_2 , H_2Se , H_3AsO_4 у відповідні стовпчики таблиці:

Кислоти				
окисено-вмісні	без-окисенові	одно-основні	двох-основні	трьох-основні

188. Визначте ступені окиснення кислототворних елементів у кислотах $HClO$, HPO_3 і H_2TeO_4 . Запишіть формули оксидів, які відповідають цим кислотам.

189. Складіть хімічну формулу оксигеновмісної кислоти Йоду, який має в цій сполуці ступінь окиснення +5.
190. Знайдіть відповідність.
- | <i>Формула кислоти</i> | <i>Назва кислоти</i> |
|-------------------------------|----------------------|
| 1) H_2SeO_3 ; | а) селенідна; |
| 2) H_2Se ; | б) селенатна; |
| 3) H_2SeO_4 ; | в) селенітна. |
191. Складіть графічні формули молекул кислот HI , HClO , H_2TeO_3 .
192. Які кількості речовини елементів містяться в 0,5 моль таких кислот: а) нітратної; б) сульфатної? (Усно.)
193. Взято 6,2 г борної кислоти H_3BO_3 . Знайдіть кількість речовини кислоти. (Усно.)
194. Обчисліть масові частки елементів у фторидній кислоті. (Усно.)
195. Існують дві оксигеновмісні кислоти з однаковими значеннями молярних мас — 98 г/моль. Назвіть ці кислоти і напишіть їх хімічні формули.

26

Солі

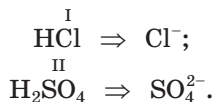
Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, що таке солі;
- складати формули і хімічні назви солей;
- дізнатися про поширеність солей у природі.

Склад і формули солей. До класу солей належить сполука, яку ми використовуємо щодня. Це — кухонна сіль NaCl . Вам відомо, що вона складається з йонів Na^+ і Cl^- . На дошці ви пишете крейдою CaCO_3 . Її також зараховують до солей. У крейді містяться йони Ca^{2+} і CO_3^{2-} .

Солі — сполуки, до складу яких входять катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

Йон кислотного залишку має негативний заряд, значення якого збігається зі значенням валентності залишку:



Солі
 $M_m A_n$
 $M_m(\text{EO}_n)_p$

Солі, як і кислоти, мають дві загальні формули — $M_m A_n$ і $M_m(\text{EO}_n)_p$. Першій формулі відповідають солі, що містять йони кислотних залишків безоксигенових кислот, а другій — солі, аніони яких походять від оксигеновмісних кислот. Приклади формул солей: LiF, CaS, NaNO₃, Al₂(SO₄)₃.

Для того щоб скласти формулу солі, потрібно знати заряди катіона й аніона, а також зважати на те, що сполука є електронейтральною. Для з'ясування значень зарядів йонів можна застосовувати таблицю розчинності неорганічних сполук (форзац II).

► Складіть формулу солі, яка містить йони Fe³⁺ і NO₃⁻.

Графічні формули для солей, як і для інших йонних сполук, не використовують.

Назви солей. Кожна сіль має хімічну назву, а деякі солі — ще й тривіальні назви (табл. 8).

Хімічна назва солі складається із двох слів. Перше слово є назвою металічного елемента, а друге походить від хімічної назви відповідної кислоти. Якщо металічний елемент утворює катіони з різними зарядами, то значення заряду катіона солі вказують після назви елемента римською цифрою в дужках (табл. 8, мал. 48).



Мал. 48.
Деякі солі

Формули та назви солей

Формула		Хімічна назва кислоти	Назва солі	
солі	відповідної кислоти		хімічна	тривіальна
KNO_3	HNO_3	Нітратна	Калій нітрат	Калійна селітра
K_2CO_3	H_2CO_3	Карбонатна	Калій карбонат	Пóташ
CaF_2	HF	Фторидна	Кальцій фторид	Флюорит (мінерал)
$FeCl_2$	HCl	Хлоридна	Ферум(II) хлорид	—
$Fe_2(SO_4)_3$	H_2SO_4	Сульфатна	Ферум(III) сульфат	—

За відмінками змінюється лише друге слово хімічної назви солі.

► Дайте хімічні назви солям, що мають такі формули: KF , $PbCO_3$, $Ba_3(PO_4)_2$, $CrCl_3$.

Існують солі, які походять від амонійної основи NH_4OH (с. 129). До їх складу входять катіони амонію NH_4^+ . Приклади формул і назв таких сполук:

NH_4Cl — амоній хлорид;

$(NH_4)_2SO_4$ — амоній сульфат;

NH_4NO_3 — амоній нітрат.

Дві останні сполуки застосовують як азотні добрива.

Поширеність солей у природі. До складу земної кори входить багато солей (мал. 49). Більшість із них — силікати. Серед них є й дорогоцінні камені: блакитний топаз (алюміній силікат), золотистий циркон (цирконій силікат), безбарвний фенакіт (берилій силікат) тощо.

Існує багато покладів натрій хлориду $NaCl$ (кам'яна сіль), калій хлориду KCl , кальцій кар-



PbCrO₄



ZnS



BaSO₄

Мал. 49.
Кристали
деяких
мінералів

бонату CaCO₃ (крейда, вапняк, мармур). Ця сполука Кальцію становить основу черепашок, коралів, ячної шкаралупи (мал. 50). Сульфіди ZnS, Cu₂S, PbS та інші є рудами; із них добувають метали.

Різні солі містяться в розчиненому стані в гідросфері. У морській воді переважають хлориди Натрію і Магнію, а у прісній — солі Кальцію і Магнію (переважно карбонатної та сульфатної кислот).



Мал. 50.
Кальцій
карбонат
у живій
природі

ВИСНОВКИ

Сіль — йонна сполука, до складу якої входять катіони металічного елемента й аніони кислотного залишку. Склад солей відповідає загальним формулам $M_m A_n$ і $M_m (EO_n)_p$.

Кожна сіль має хімічну назву, а деякі солі — ще й тривіальні назви.

Солі дуже поширені в природі.



196. Які сполуки називають солями? Чим солі схожі за складом з основами і чим відрізняються від них?
197. Складіть формули солей, які складаються з таких йонів: Li^+ , Mg^{2+} , NO_3^- , CO_3^{2-} .
198. Запишіть у відповідні клітинки поданої нижче таблиці формули йонів, які містяться в солях $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, BaBr_2 , K_3PO_4 , Na_2S :

Катіони		Аніони	
однорядні	багатозарядні	однорядні	багатозарядні

199. Дайте назви солям, що мають такі формули: NaBr , Al_2S_3 , Li_2SO_4 , CaSO_3 .
200. Складіть формули цезій йодиду, алюміній фториду, хром(III) сульфату, літій ортофосфату.
201. Однакова чи різна кількість речовини аніонів міститься в 20 г CaCO_3 і в 20 г CaBr_2 ? (Усно.)
202. За допомогою хімічного аналізу встановлено, що в порції натрій сульфату міститься 0,5 моль SO_4^{2-} йонів. Яка кількість речовини і яка маса йонів Натрію в цій порції сполуки? (Усно.)
203. Де міститься найбільша сумарна кількість йонів: в 1 моль алюміній сульфату, 2 моль ферум(III) нітрату, 3 моль барій хлориду чи 4 моль літій фториду?
204. Для дослідів узяли однакові маси ферум(III) ортофосфату, натрій хлориду та кальцій карбонату. Зіставте сумарні кількості йонів у цих порціях солей та виберіть правильну відповідь:
- а) найбільше йонів у порції ферум(III) ортофосфату;
 - б) найбільше йонів у порції натрій хлориду;
 - в) найбільше йонів у порції кальцій карбонату;
 - г) у взятих порціях солей однакова кількість йонів.

27

Будова, властивості та використання оксидів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, як залежать фізичні властивості оксидів від їх будови;

- засвоїти хімічні властивості основних і кислотних оксидів;
- зрозуміти, що таке реакція обміну;
- дізнатися про сфери застосування оксидів.

Будова та фізичні властивості оксидів. Фізичні властивості оксидів, як і інших речовин, залежать від того, з яких частинок вони складаються — атомів, молекул чи йонів.

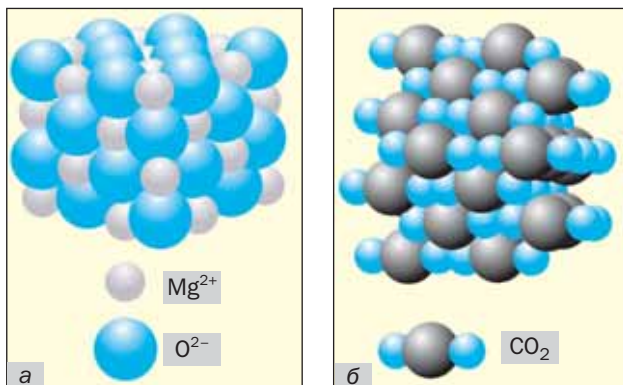
Цікаво знати

За звичайних умов оксиди H_2O , Cl_2O_7 , Mn_2O_7 є рідинами.

Основні оксиди мають йонну будову (мал. 51, а). Протилежно заряджені йони сильно притягуються один до одного. Тому ці оксиди за звичайних умов є твердими речовинами, плавляться за високої температури (табл. 9). Більшість йонних оксидів не розчиняється у воді, а інші, розчиняючись, реагують із нею.

Мал. 51.

Моделі будови:
а — магній оксиду;
б — карбон(IV) оксиду у твердому стані



Таблиця 9

Будова і температури плавлення деяких оксидів

Хімічна формула	Будова оксиду	Температура плавлення, °С
CaO Li_2O	Йонна	2630 1453
H_2O SO_2	Молекулярна	0 -75
SiO_2	Атомна	1610

Майже всі кислотні оксиди складаються з молекул (мал. 51, б). Притягання між молекулами слабке. Тому температури плавлення (табл. 9)

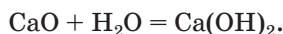
і кипіння сполук невисокі, а їх агрегатний стан за звичайних умов різний. Чимало кислотних оксидів є леткими, розчинними у воді (під час їх розчинення відбуваються хімічні реакції), деякі мають запах.

Силіцій(IV) оксид SiO_2 і кілька інших оксидів мають атомну будову. Це тверді речовини з високими температурами плавлення (табл. 9) і кипіння. Вони не розчиняються у воді.

Хімічні властивості оксидів. Здатність оксиду до взаємодії з іншими речовинами залежить від його типу. Розглянемо реакції, у які вступають основні та кислотні оксиди. Ви вже знаєте, що основними називають оксиди, які відповідають основам, а кислотними — ті, що відповідають кислотам.

Реакції за участю основних оксидів

Реакція з водою. Вам відомо, що серед основних оксидів лише сполуки лужних і лужноземельних елементів взаємодіють із водою; при цьому утворюються основи. Така реакція відбувається, наприклад, коли змішують негашене вапно CaO і воду:



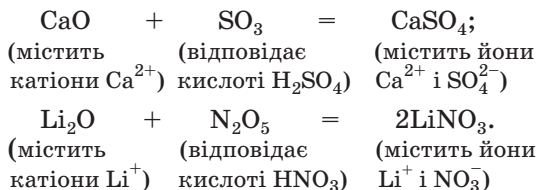
Вивести формулу продукту реакції (основи) можна, виходячи із зарядів катіона металічного елемента і гідроксид-аніона.

► Складіть рівняння реакції літій оксиду з водою.

Реакції з кислотними оксидами. Основні оксиди реагують зі сполуками протилежного хімічного характеру, тобто такими, які мають кислотні властивості. Серед них — кислотні оксиди.

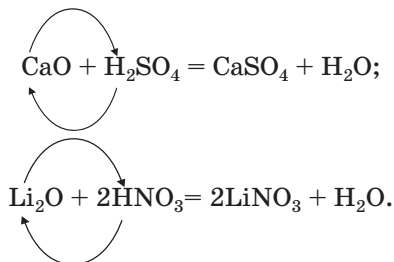
Продуктом реакції між основним і кислотним оксидами є сіль. Вона складається з катіонів металічного елемента, що містилися в основному оксиді, та аніонів залишку кислоти, яка походить від кислотного оксиду.

Приклади рівнянь реакцій між основними і кислотними оксидами:



► Складіть рівняння реакції кальцій оксиду з нітроген(V) оксидом.

Реакції з кислотами. Основні оксиди взаємодіють не лише з кислотними оксидами, а й з кислотами. Продукти такої реакції — сіль і вода:



Реакції, під час яких сполуки обмінюються своїми складовими частинами, називають реакціями обміну.

Реакції за участю кислотних оксидів

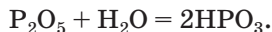
Реакція з водою. Майже всі кислотні оксиди реагують із водою (виняток — оксид SiO_2). При цьому утворюються оксигеновмісні кислоти:



Формули кислот — продуктів реакцій кислотних оксидів із водою — виводять, складаючи разом усі атоми, наявні у формулах реагентів.

► Складіть рівняння реакції нітроген(V) оксиду з водою.

Взаємодія фосфор(V) оксиду з водою має певні особливості. Спочатку відбувається реакція:



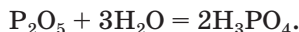
метафосфатна кислота

Її продукт також реагує з водою, перетворюючись на іншу кислоту:



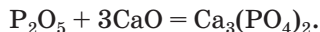
ортофосфатна кислота

Якщо води вистачає для перебігу обох реакцій, тобто її взято в надлишку, можна записати «сумарне» хімічне рівняння:



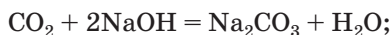
Реакції з основними оксидами. Кислотні оксиди взаємодіють зі сполуками протилежного хімічного характеру — основними оксидами та основами.

Про реакції між кислотними й основними оксидами йшлося вище. Наводимо рівняння ще однієї такої реакції за участю оксиду P_2O_5 :

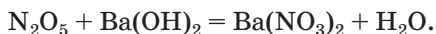


кальцій ортофосфат

Реакції з основами. Кислотні оксиди взаємодіють з основами з утворенням солей і води:



натрій карбонат



барій нітрат

Сіль походить від кислоти, яка відповідає даному кислотному оксиду.

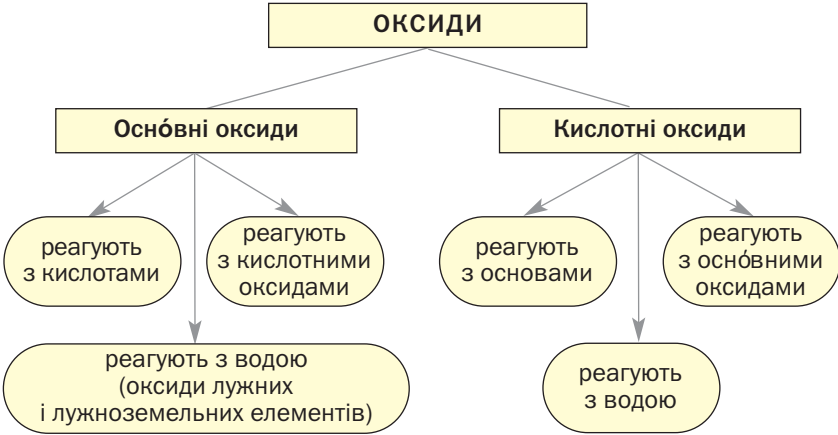
► Складіть рівняння реакції між сульфур(IV) оксидом і кальцій гідроксидом.

Викладений матеріал узагальнює схема 6.

Чимало оксидів металічних елементів виявляють і основні, і кислотні властивості. Реакції за участю цих сполук розглянуто в § 31.

Використання оксидів. На практиці застосовують десятки оксидів. Кожен із вас знає, що найбільш уживаний оксид — вода. Із залізних руд (вони містять оксиди Феруму) добувають залізо. Кварц SiO_2 є сировиною для виробництва

Найважливіші хімічні властивості основних і кислотних оксидів



Мал. 52.
Дорогоцінне каміння:
а — рубін
(Al_2O_3 з домішкою Cr_2O_3);
б — сапфір
(Al_2O_3 з домішками оксидів Феруму і Титану);
в — аметист
(SiO_2 з домішками оксидів Феруму)

кварцевого скла, яке, на відміну від звичайного, пропускає ультрафіолетові промені (під кварцевою лампою можна засмагати, як під сонцем). Пісок, що складається переважно з оксиду SiO_2 , використовують у виробництві скла, кераміки, а також, як і негашене вапно CaO , у будівництві. Чимало оксидів слугують реагентами на хімічних заводах. Кристали корунду Al_2O_3 мають високу твердість. Порошок цієї сполуки застосовують як абразивний матеріал для обробки металевих, керамічних та інших поверхонь. Деякі оксиди є основою фарб: Fe_2O_3 — коричневої, Cr_2O_3 — зеленої, TiO_2 або ZnO — білої. Забарвлені домішками природні та штучні кристали оксидів Алюмінію, Силіцію (мал. 52) використовують для виробництва ювелірних прикрас.



ВИСНОВКИ

Оснóвні оксиди мають йонну будову. Вони є твердими речовинами, більшість із них не розчиняється у воді.

Кислотні оксиди складаються з молекул, перебувають у різних агрегатних станах, мають невисокі температури плавлення і кипіння. Майже всі ці сполуки розчиняються у воді, деякі мають запах.

Серед оснóвних оксидів з водою реагують лише сполуки лужних і лужноземельних елементів (продукти реакцій — основи). Оснóвні оксиди взаємодіють із кислотними оксидами і кислотами з утворенням солей.

Кислотні оксиди реагують із водою (продукти реакцій — оксигеновмісні кислоти). Вони взаємодіють з оснóвними оксидами та основами з утворенням солей.

Реакції, під час яких сполуки обмінюються своїми складовими частинами, називають реакціями обміну.

Багато оксидів набули широкого використання в різних сферах.



205. Одна зі сполук — Cl_2O або Li_2O — за звичайних умов є газом і має запах. Укажіть цю сполуку і поясніть свій вибір.
206. Серед наведених оксидів укажіть йонні речовини: P_2O_3 , Cl_2O_7 , K_2O , BaO , SO_3 .
207. Внесіть у відповідні клітинки таблиці формули оксидів Li_2O , Cu_2O , Cl_2O_7 , MgO , SiO_2 , FeO , SO_2 :

Оксиди	
оснóвні	кислотні

208. Назвіть усі оснóвні оксиди, які реагують із водою. Напишіть два загальні рівняння таких реакцій, позначивши оксиди формулами M_2O і MO .

209. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|--|--|
| а) $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | б) $\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$ | $\text{SiO}_2 + \text{BaO} \rightarrow$ |
| $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$ |
210. Визначте, з якими речовинами правого стовпчика може реагувати кожна речовина лівого, і напишіть відповідні хімічні рівняння:
- | | |
|------------------|------------------|
| барій оксид | нітратна кислота |
| фосфор(V) оксид | калій гідроксид |
| карбон(IV) оксид | кальцій оксид |
| | бромідна кислота |
211. Складіть рівняння реакцій, під час яких утворюється магній ортофосфат, якщо реагентами є:
- | | |
|---------------------|--------------------|
| а) два оксиди; | в) оксид і основа. |
| б) оксид і кислота; | |
212. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі послідовні перетворення:
- | | |
|--|--|
| а) $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH}$; | в) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$; |
| б) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; | г) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3$. |
213. За матеріалами з інтернету підготуйте коротке повідомлення про застосування вуглекислого газу.

28

Розрахунки за хімічними рівняннями

Матеріал параграфа допоможе вам:

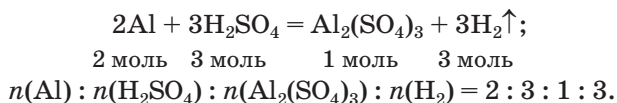
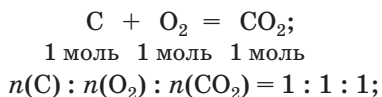
- обчислювати кількості речовини, маси та об'єми реагентів і продуктів реакцій за хімічними рівняннями;
- складати пропорції та використовувати їх для розв'язування задач.

У середні віки алхіміки не знали, що за допомогою обчислень можна наперед дізнатися, яка маса речовини має вступити в реакцію чи утворитися під час реакції. Вони брали для експериментів довільні порції речовин і за їх залишками з'ясували, яка маса кожної речовини прореагувала.

Нині розрахунки не лише мас, а й кількостей речовини реагентів і продуктів реакцій, об'ємів

газів здійснюють за хімічними рівняннями. При цьому використовують значення відносних атомних, молекулярних, формульних мас або молярних мас. Завдяки таким розрахункам хімік або інженер-технолог може цілеспрямовано здійснити хімічне перетворення, добути необхідну масу продукту реакції й уникнути надлишку вихідних речовин.

У цьому параграфі розглянуто розв'язування кількох задач із використанням хімічних рівнянь. Зауважимо, що коефіцієнти в рівняннях указують на співвідношення кількостей речовини реагентів і продуктів реакцій:



ЗАДАЧА 1. Яка кількість речовини літій гідроксиду утворюється під час реакції 4 моль літій оксиду з достатньою кількістю води?

Дано:

$$n(\text{Li}_2\text{O}) = 4 \text{ моль}$$

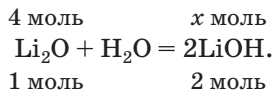
$$n(\text{LiOH}) = ?$$

Розв'язання

1. Складаємо хімічне рівняння:



2. Готуємо запис для складання пропорції. Під формулами сполук Li_2O і LiOH записуємо їх кількість речовини згідно з коефіцієнтами в хімічному рівнянні (1 моль, 2 моль відповідно), а над формулами — наведену в умові задачі кількість речовини оксиду (4 моль) і невідому кількість речовини гідроксиду (x моль):



3. Розраховуємо кількість речовини літій гідроксиду.

Складаємо пропорцію й розв'язуємо її: за рівнянням реакції

з 1 моль Li_2O утворюється 2 моль LiOH ,

за умовою задачі

із 4 моль Li_2O — x моль LiOH ;

$$\frac{1}{4} = \frac{2}{x}; \quad x = n(\text{LiOH}) = \frac{4 \cdot 2}{1} = 8 \text{ (моль)}.$$

Відповідь: $n(\text{LiOH}) = 8$ моль.

ЗАДАЧА 2. Яка маса вуглекислого газу прореагує із 28 г кальцій оксиду?

Дано:

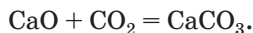
$$m(\text{CaO}) = 28 \text{ г}$$

$$m(\text{CO}_2) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Складаємо хімічне рівняння:



Згідно з рівнянням, у реакцію вступають однакової кількості речовини оксидів, наприклад 1 моль CaO і 1 моль CO_2 .

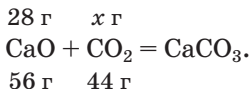
2. Обчислюємо молярні маси речовин, указаних в умові задачі:

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}.$$

Маса 1 моль CaO становить 56 г, а 1 моль CO_2 — 44 г.

3. Готуємо запис для складання пропорції.

Записуємо під формулами реагентів у хімічному рівнянні маси 1 моль кожної сполуки, а над формулами — відому з умови задачі масу кальцій оксиду та невідому масу вуглекислого газу:



4. Обчислюємо масу вуглекислого газу.

Складаємо пропорцію й розв'язуємо її:

за рівнянням реакції

56 г CaO реагують із 44 г CO_2 ,

за умовою задачі

28 г CaO — з x г CO_2 ;

$$\frac{56}{28} = \frac{44}{x}; \quad x = m(\text{CO}_2) = \frac{28 \cdot 44}{56} = 22 \text{ (г)}.$$

2-й спосіб

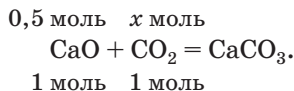
1. Складаємо хімічне рівняння:



2. Розраховуємо кількість речовини кальцій оксиду:

$$n(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})} = \frac{28 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

3. Записуємо під формулами реагентів у хімічному рівнянні їх кількості речовини згідно з коефіцієнтами, а над формулами — обчислену кількість речовини кальцій оксиду й невідому кількість речовини вуглекислого газу:



4. Обчислюємо за допомогою пропорції кількість речовини вуглекислого газу:

$$x = n(\text{CO}_2) = \frac{0,5 \cdot 1}{1} = 0,5 \text{ (моль).}$$

5. Знаходимо масу вуглекислого газу:

$$\begin{aligned} m(\text{CO}_2) &= n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = \\ &= 0,5 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 22 \text{ г.} \end{aligned}$$

Відповідь: $m(\text{CO}_2) = 22 \text{ г.}$

ЗАДАЧА 3. Який об'єм сірчастого газу (н. у.) прореагує з натрій гідроксидом у разі утворення натрій сульфіту кількістю речовини 0,2 моль?

Дано:

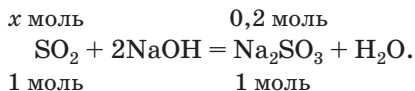
$$\begin{aligned} n(\text{Na}_2\text{SO}_3) &= \\ &= 0,2 \text{ моль} \end{aligned}$$

н. у.

$$V(\text{SO}_2) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Записуємо хімічне рівняння і готуємо запис для складання пропорції:



2. Знаходимо кількість речовини сірчастого газу.

Складаємо пропорцію і розв'язуємо її:

$$\begin{array}{l} \text{із } 1 \text{ моль } \text{SO}_2 \text{ утворюється } 1 \text{ моль } \text{Na}_2\text{SO}_3, \\ \text{із } x \text{ моль } \text{SO}_2 \text{ — } 0,2 \text{ моль } \text{Na}_2\text{SO}_3; \end{array}$$

$$x = n(\text{SO}_2) = \frac{1 \cdot 0,2}{1} = 0,2 \text{ (моль).}$$

3. Обчислюємо об'єм сірчастого газу за нормальних умов:

$$\begin{aligned} V(\text{SO}_2) &= n(\text{SO}_2) \cdot V_{\text{м}} = \\ &= 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л.} \end{aligned}$$

Відповідь: $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ л.}$

У деяких задачах ідеться про дві реакції, що відбуваються одночасно. Найчастіше такі задачі розв'язують, складаючи математичне рівняння з одним невідомим.

ЗАДАЧА 4. Після добавляння достатньої кількості води до 11,6 г суміші оксидів Літію і Кальцію утворилося 17,0 г суміші гідроксидів. Знайти маси оксидів у суміші.

Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) &= \\ &= 11,6 \text{ г} \\ m(\text{LiOH}, \\ \text{Ca}(\text{OH})_2) &= \\ &= 17,0 \text{ г} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m(\text{Li}_2\text{O}) &— ? \\ m(\text{CaO}) &— ? \end{aligned}$$

Розв'язання

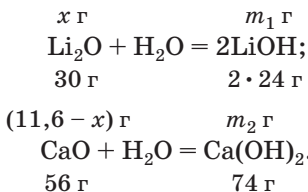
1. Приймаємо масу літій оксиду за x г. Тоді:

$$\begin{aligned} m(\text{CaO}) &= m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) - m(\text{Li}_2\text{O}) = \\ &= 11,6 - x \text{ (г)}. \end{aligned}$$

2. Обчислюємо молярні маси оксидів і гідроксидів Літію та Кальцію:

$$\begin{aligned} M(\text{Li}_2\text{O}) &= 30 \text{ г/моль}; M(\text{LiOH}) = 24 \text{ г/моль}; \\ M(\text{CaO}) &= 56 \text{ г/моль}; M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

3. Складаємо рівняння реакцій із записами мас реагентів і продуктів, позначивши невідомі маси сполук LiOH і $\text{Ca}(\text{OH})_2$ через m_1 і m_2 відповідно:



4. Записуємо дві пропорції та виводимо математичні вирази для мас гідроксидів:

$$\frac{x}{30} = \frac{m_1}{2 \cdot 24}; \quad m_1 = m(\text{LiOH}) = \frac{2 \cdot 24x}{30} = 1,6x;$$

$$\frac{11,6 - x}{56} = \frac{m_2}{74};$$

$$m_2 = m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{(11,6 - x) \cdot 74}{56} = 15,3 - 1,32x.$$

5. Прирівнюємо суму знайдених мас гідроксидів до 17,0 г, розв'язуємо рівняння і знаходимо маси оксидів:

$$\begin{aligned} m_1 + m_2 &= m(\text{LiOH}) + m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 17,0; \\ 1,6x + 15,3 - 1,32x &= 17,0; \quad x = m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ (г)}; \\ m(\text{CaO}) &= 11,6 - 6,07 = 5,53 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

Відповідь: $m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07$ г; $m(\text{CaO}) = 5,53$ г.

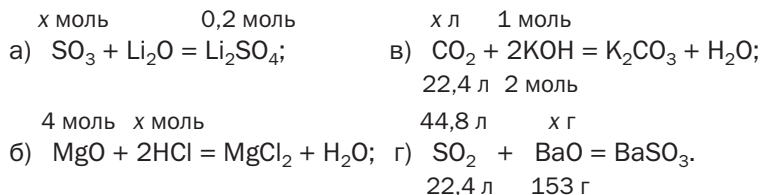
ВИСНОВКИ

Для того щоб обчислювати маси, кількості речовини реагентів і продуктів реакцій, об'єми газів, що беруть участь у реакціях, використовують хімічні рівняння.

Розв'язування задач здійснюють складанням пропорцій, а також за формулами, які відображають зв'язок між відповідними фізичними величинами.



214. Знайдіть значення x у таких записах (усно):



215. Яка кількість речовини фосфор(V) оксиду утворюється при взаємодії 0,1 моль фосфору з достатньою кількістю кисню?

216. Реакція відбувається за рівнянням $A + 3B = 2B + 3G$. Які кількості речовини B і G утворяться, якщо прореагує:

- а) 0,1 моль A ;
б) 6 моль B ? (Усно.)

217. Яка маса магній оксиду утворилася після спалювання 12 г магнію? (Усно.)

218. Обчисліть масу кальцій нітрату, що утворився внаслідок взаємодії 25,2 г нітратної кислоти з кальцій оксидом.

219. Який об'єм сірчистого газу SO_2 (н. у.) було добуто після спалювання 16 г сірки? (Усно.)

220. Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.), необхідний для повного перетворення 37 г кальцій гідроксиду на кальцій карбонат.

221. Після добавляння надлишку води до суміші оксидів Фосфору(V) і Силіцію(IV) утворилося 98 г ортофосфатної кислоти і залишилось 20 г твердої речовини. Обчисліть масу фосфор(V) оксиду та його масову частку в суміші оксидів.

222. У результаті реакції 1,52 г суміші сірчистого і вуглекислого газів із барій оксидом утворилося 6,07 г суміші солей. Визначте маси газів у суміші.

29

Властивості та використання основ

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати фізичні властивості основ;
- засвоїти хімічні властивості основ;
- прогнозувати можливість реакції лугу із сіллю;
- дізнатися про сфери використання лугів.

Фізичні властивості основ. Вам відомо, що кожна основа складається із позитивно заряджених йонів металічного елемента і гідроксид-йонів OH^- . Основи, як і йонні оксиди, за звичайних умов є твердими речовинами. Вони повинні мати досить високі температури плавлення. Однак при помірному нагріванні майже всі основи розкладаються на відповідний оксид і воду. Розплавити можна лише гідроксиди Натрію і Калію (температури плавлення цих сполук становлять, відповідно, 322 і 405 °С).

Більшість основ не розчиняється у воді (мал. 53). Малорозчинними є гідроксиди $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і $\text{Sr}(\text{OH})_2$, а добре розчинними — основи, утворені лужними елементами (Li, Na, K, Rb, Cs), і сполука $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Ви знаєте, що водорозчинні основи називають лугами.

Луги та їх розчини милкі на дотик, «роз'їдають» багато матеріалів, спричиняють серйозні

Мал. 53.
Осади основ, що утворилися під час хімічних реакцій у розчинах



Мал. 54.
Знак
небезпеки
на етикетці
банки з натрій
гідроксидом



опіки шкіри, слизових оболонок, сильно вражають очі (мал. 54). Тому натрій гідроксид має тривіальну назву «їдкий натр». Працюючи з лугами та їх розчинами, будьте особливо обережними. Якщо розчин лугу потрапив на руку, потрібно негайно змити його великою кількістю проточної води і звернутися за допомогою до вчителя або лаборанта. Ви отримаєте розбавлений розчин певної речовини (наприклад, оцтової кислоти), яким обробляють шкіру для знешкодження залишків лугу. Після цього руку слід добре промити водою.

Хімічні властивості основ. Можливість перебігу багатьох реакцій за участю основ залежить від розчинності цих сполук у воді. Луги в хімічних перетвореннях значно активніші за нерозчинні основи, які, наприклад, із солями та деякими кислотами не реагують.

Дія на індикатори. Розчини лугів здатні змінювати забарвлення індикаторів (мал. 55). Відповідні досліди ви виконували в 7 класі.

Нерозчинні основи на індикатори не діють.

Мал. 55.
Забарвлення
індикаторів
у воді (а)
та розчині
лугу (б)



лакмус



фенолфталеїн



метилоранж



універсальний
індикатор

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 2

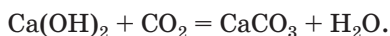
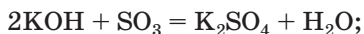
Дія водних розчинів лугів на індикатори

У пробірку з гранулою натрій гідроксиду налейте води до половини об'єму пробірки і, перемішуючи скляною паличкою, розчиніть сполуку. Доторкніться паличкою, змоченою виготовленим розчином, до смужки універсального індикаторного папірця. Що спостерігаєте?

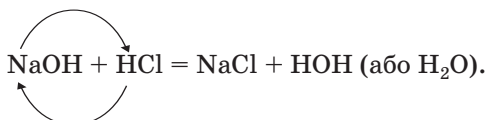
Розподіліть розчин лугу у три пробірки. В одну пробірку додайте 1—2 краплі розчину лакмусу, в другу — стільки ж розчину фенолфталеїну, а в третю — розчину метилоранжу. Як змінюється забарвлення кожного індикатора?

Пробірку з розчином лугу і фенолфталеїном збережіть для наступного досліду.

Реакції з кислотними оксидами. Розчинні й нерозчинні основи взаємодіють зі сполуками протилежного характеру, тобто такими, які мають кислотні властивості. Серед цих сполук — кислотні оксиди. Відповідні реакції було розглянуто в § 27. Наводимо додаткові приклади:



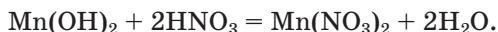
Реакції з кислотами. Під час взаємодії основи з кислотою сполуки обмінюються частинками, з яких вони складаються:



Це — реакція обміну.

З'ясувати, чи залишився луг після добавляння певної порції кислоти, можна, добавивши до рідини 1—2 краплі розчину фенолфталеїну. Якщо малиновий колір не з'явився, то луг повністю прореагував із кислотою.

Приклад реакції нерозчинної основи з кислотою:



Реакцію між основою і кислотою називають *реакцією нейтралізації*.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 3

Взаємодія лугів з кислотами в розчині

У пробірку з розчином натрій гідроксиду і фенолфталеїном, що залишилася після лабораторного досліду 2, додавайте по краплях за допомогою піпетки розбавлений розчин сульфатної кислоти, доки не зникне забарвлення. Вміст пробірки періодично перемішуйте скляною паличкою або струшуванням.

Чому розчин знебарвився?

Напишіть відповідне хімічне рівняння.

Реакції нейтралізації часто використовують для видалення лугів або кислот зі стічних вод промислових підприємств. Продукти таких реакцій — солі — безпечні для навколишнього середовища. Дуже ефективною й економічно вигідною є взаємна нейтралізація лужних і кислотних стоків різних виробництв.

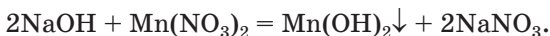
Реакції лугів із солями. Взаємодія лугу із сіллю є реакцією обміну, яка відбувається в розчині. *Вихідна сіль має бути розчинною у воді, а нова основа чи сіль — нерозчинною.*

З'ясуємо можливість реакції між натрій гідроксидом і манган(II) нітратом. Для цього скористаємось таблицею розчинності (наводимо її фрагмент):

Аніони	Катіони							
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	...	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	...
OH ⁻	р	р	р		н	н	н	
NO ₃ ⁻	р	р	р		р	р	р	

Луг NaOH і сіль Mn(NO₃)₂ розчиняються у воді. Вони обмінюються своїми йонами в тому разі, якщо утвориться нерозчинна сполука. Нею

є основа $Mn(OH)_2$, а нова сіль $NaNO_3$ перебуватиме в розчині. Отже, реакція між натрій гідроксидом і манган(II) нітратом можлива:

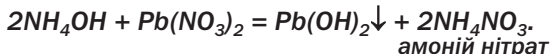
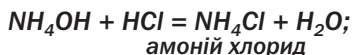
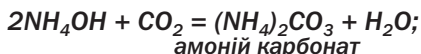


► Чи може взаємодіяти барій гідроксид із калій карбонатом у розчині? У разі позитивної відповіді напишіть відповідне хімічне рівняння.

Термічний розклад. Майже всі основи (крім гідроксидів Натрію і Калію) при нагріванні розкладаються на відповідний оксид і воду (водяну пару):



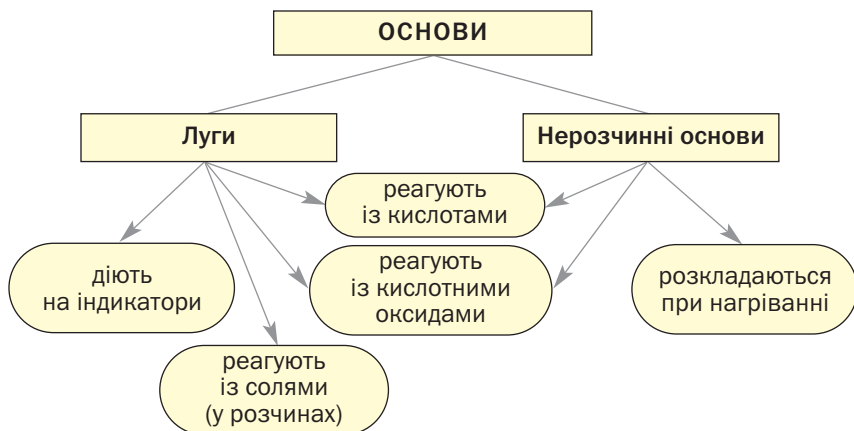
Амонійна основа (водний розчин амоніаку) подібно до лугів змінює забарвлення індикаторів, взаємодіє з кислотними оксидами, кислотами, солями:



Викладений матеріал підсумовує схема 7.

Схема 7

Хімічні властивості основ



Використання основ. Широкого застосування серед основ набули лише луги, передусім гідроксиди Кальцію і Натрію. Вам відомо, що речовиною з назвою «гашене вапно» є кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Гашене вапно використовують як в'язучий матеріал у будівництві. Його змішують із піском і водою. Виготовлену суміш наносять на цеглу, нею штукатурять стіни. Унаслідок реакції гашеного вапна з вуглекислим газом і силіцій(IV) оксидом суміш твердне.

► Складіть рівняння цих реакцій.

Кальцій гідроксид також застосовують у цукровій промисловості, сільському господарстві, при виготовленні кальцій карбонату для зубних паст, добуванні інших речовин. Натрій гідроксид використовують при виробництві мила (здійснюють реакції лугу із жирами), ліків, у шкіряній промисловості, для очищення нафти тощо.

ВИСНОВКИ

Основи — тверді речовини йонної будови. Більшість основ не розчиняється у воді. Водорозчинні основи називають лугами. Луги змінюють забарвлення індикаторів.

Основи взаємодіють із кислотними оксидами і кислотами з утворенням солей та води. Луги реагують у розчинах із солями; продукти кожної реакції — інші основа і сіль. Нерозчинні основи розкладаються при нагріванні на відповідні оксиди і воду.

Реакцію між основою і кислотою називають реакцією нейтралізації.

На практиці використовують переважно гідроксиди Кальцію і Натрію.



223. Охарактеризуйте фізичні властивості основ. Що таке луг?
224. Які речовини називають індикаторами? Як змінює забарвлення кожний індикатор за наявності лугу в розчині?

225. Наведіть приклади реакцій обміну, нейтралізації, розкладу за участю основ.
226. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|---|--|
| а) $\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$ | в) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| б) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | г) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{LiOH} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$ | $\text{Bi}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$ |
227. Напишіть рівняння реакцій (якщо вони можливі) між основами (у лівому стовпчику) і солями (у правому стовпчику):
- | | |
|----------------------|------------------|
| калій гідроксид | кальцій карбонат |
| манган(II) гідроксид | ферум(II) нітрат |
| барій гідроксид | натрій сульфат |
228. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі послідовні перетворення:
- а) $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4$;
 б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2$.
229. Яка кількість речовини магній гідроксиду вступає в реакцію із 12,6 г нітратної кислоти?
230. Обчисліть масу ферум(II) гідроксиду, що утворюється при взаємодії 0,05 моль натрій гідроксиду з достатньою кількістю ферум(II) сульфату.
231. Який об'єм сірчистого газу (н. у.) необхідний для повного осадження йонів Барію (у складі нерозчинної солі) із розчину, що містить 34,2 г барій гідроксиду?
232. Яка маса осаду утвориться в результаті взаємодії 22,4 г калій гідроксиду з достатньою кількістю манган(II) хлориду?
233. На нейтралізацію 25,1 г суміші гідроксидів Натрію та Барію витратилося 25,2 г нітратної кислоти. Визначте масову частку натрій гідроксиду у вихідній суміші.

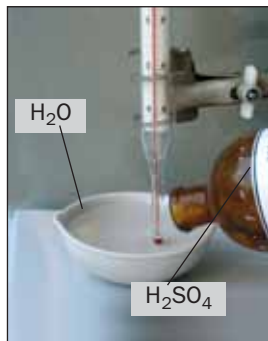
30

Властивості та використання кислот

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати фізичні властивості кислот;
- засвоїти хімічні властивості кислот;
- прогнозувати можливість реакції кислоти з металом;
- дізнатися про сфери використання кислот.

Мал. 56.
Розчинення
сульфатної
кислоти у воді



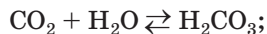
Фізичні властивості кислот. Усі кислоти мають молекулярну будову. Оскільки молекули притягуються одна до одної слабо (на відміну від протилежно заряджених йонів в основному оксиді чи основі), то кислоти мають низькі температури плавлення і майже всі за звичайних умов є рідинами. Вони розчиняються у воді (крім кислоти H_2SiO_3), у багатьох випадках — необмежено, тобто змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях з утворенням розчинів. Під час розчинення деяких кислот виділяється значна кількість теплоти (мал. 56).

Вам відомо, що безокисенові кислоти є водними розчинами газів — сполук неметалічних елементів VI і VII груп із Гідрогеном (наприклад, H_2S , HCl). Ці гази виділяються зі своїх розчинів навіть за звичайних умов.

Леткою, тобто такою, що переходить у газуватий стан за помірного нагрівання, є нітратна кислота HNO_3 , а також кілька інших. Леткі кислоти мають запах.

Ортофосфатна кислота H_3PO_4 , ортоборатна (борна) H_3BO_3 , метасилікатна H_2SiO_3 — тверді речовини. Вони, а також сульфатна кислота H_2SO_4 є нелеткими.

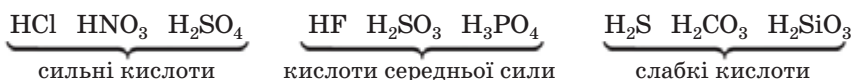
Карбонатна і сульфітна кислоти існують лише у водному розчині. Відповідні оксиди взаємодіють із водою неповною мірою, а кислоти, що утворюються, частково розкладаються на оксиди і воду:



Більшість кислот — токсичні речовини. Вони спричиняють серйозні отруєння, опіки шкіри. Тому працювати з кислотами, як і з лугами, потрібно обережно, дотримуючись правил безпеки. При потраплянні розчину кислоти на руку слід змити його водою, обробити шкіру розбавленим розчином харчової соди (для знешкодження залишків кислоти) і знову промити водою.

Хімічні властивості кислот. Здатність кислот реагувати з іншими речовинами значною мірою залежить від їх активності, стійкості, леткості, розчинності у воді. На це звертатимемо увагу, розглядаючи хімічні властивості кислот.

Кислоти виявляють різну хімічну активність. Дуже активні кислоти називають сильними, а малоактивні — слабкими. Є ще й кілька кислот середньої сили. Приклади сполук кожної групи (див. також форзац II):



Дія на індикатори. Кислоти у водних розчинах змінюють забарвлення індикаторів (мал. 57), але не всіх і не так, як луги.

Мал. 57.
Забарвлення індикаторів у воді (а) та розчині кислоти (б)



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 4

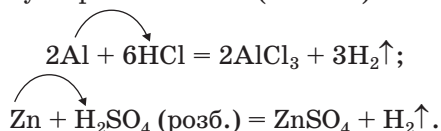
Дія водних розчинів кислот на індикатори

У три пробірки налейте по 1—2 мл розчину сульфатної кислоти. У будь-якій пробірці змочіть скляну

паличку розчином кислоти й доторкніться нею до універсального індикаторного папірця. Як змінюється колір індикатора?

В одну пробірку з розчином кислоти додайте 1—2 краплі розчину лакмусу, у другу — стільки ж розчину фенолфталеїну, а в третю — метилоранжу. Що спостерігаєте? Яким індикатором не можна виявити кислоту?

Реакції з металами. Усі безокисенові кислоти, сульфатна кислота (у розбавленому розчині) та деякі інші реагують із металами з виділенням водню й утворенням солей (мал. 58):



Під час таких реакцій атоми металічного елемента, які містяться в простій речовині, заміщують атоми Гідрогену у складній речовині.



Мал. 58.
Реакція хлоридної кислоти з алюмінієвою монетою (2 коп. випуску 1992 р.)

Реакцію між простою і складною речовинами, у результаті якої утворюються нові проста і складна речовини, називають реакцією заміщення.

Зі щойно вказаними кислотами взаємодіють не всі метали. Передбачити можливість реакції

Микола Миколайович Бекетов
(1827—1911)



Видатний російський і український хімік, академік Петербурзької академії наук. Дослідив реакції солей у водних розчинах із металами і воднем. Запропонував витискувальний ряд, або ряд активності металів (1865). Розробив та описав один із методів добування металів — металотермію. Сприяв становленню фізичної хімії — однієї з найважливіших хімічних наук. Працював професором у Харківському університеті (1855—1887), уперше читав курс лекцій із фізичної хімії як самостійної наукової дисципліни. Був президентом Російського фізико-хімічного товариства.

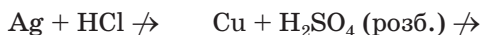
між металом і кислотою можна за допомогою ряду активності металів. Його склав вітчизняний хімік М. М. Бекетов на підставі вивчення реакцій металів із кислотами і солями. Наводимо цей ряд у сучасному вигляді (див. також форзац II):

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Cu Ag Pt Au



хімічна активність металів зростає

Формула неметалу водню поділяє ряд на дві частини. Метали, розміщені в його лівій частині, взаємодіють із хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами з виділенням водню, а розміщені праворуч — не реагують із ними (мал. 59):



Мал. 59.
Відношення металів до розбавленого розчину сульфатної кислоти

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 5

Взаємодія хлоридної кислоти з металами

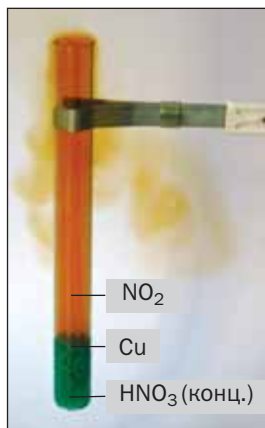
Візьміть дві пробірки. В одну пробірку помістіть залізний цвях, в іншу — трохи порошку чи стружки магнію. Дослідіть відношення кожного металу до розбавленої хлоридної кислоти.

Який метал активніше реагує з кислотою? Чи узгоджуються результати досліду із розміщенням заліза і магнію в ряду активності металів?

Складіть хімічні рівняння. Зважте на те, що Ферум у продукті реакції має ступінь окиснення +2.

Під час взаємодії нітратної кислоти, а також концентрованої розчину сульфатної кислоти¹ з металами замість водню утворюються інші речовини (мал. 60). Такі реакції розглядатимемо в 9 класі.

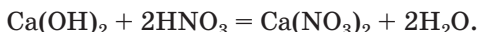
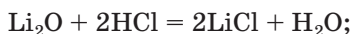
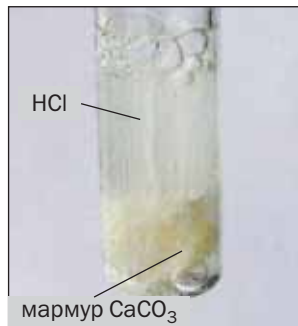
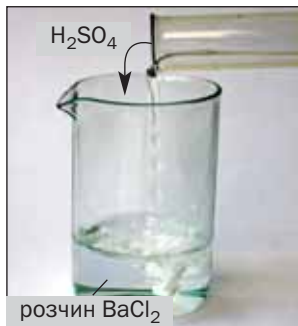
Мал. 60.
Реакція міді з нітратною кислотою



Реакції з основними оксидами та основами.
Характерною властивістю всіх кислот є здатність взаємодіяти зі сполуками протилежного типу — основними оксидами й основами. Продукти кожної реакції — сіль і вода:

¹ Концентрований розчин містить значно більше кислоти, ніж води.

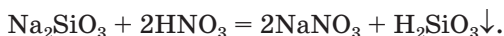
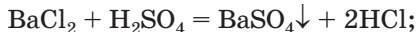
Мал. 61.
Реакції
кислот
із солями



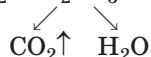
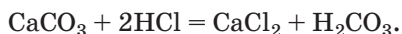
Про такі хімічні перетворення йшлося в попередніх параграфах.

Реакції із солями. Взаємодія кислоти із сіллю є реакцією обміну. Назвемо випадки, коли ці реакції відбуваються (мал. 61).

- Продукт реакції — сіль або кислота — є нерозчинним у воді (це з'ясуємо за таблицею розчинності):



- Кислота-продукт є леткою чи походить від газуватої сполуки або розкладається з утворенням газу:

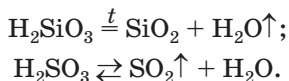


(Скорочення «тв.» означає «тверда речовина», а «конц.» — «концентрований розчин».)

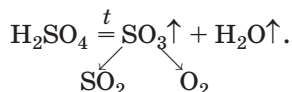
- Кислота, що вступає в реакцію, є сильною, а кислота, яка утворюється, — слабкою. Прикладами можуть слугувати три останні реакції.

Термічний розклад оксигеновмісних кислот. Оксигеновмісні кислоти під час нагрівання, а карбонатна і сульфатна — за звичайних умов, роз-

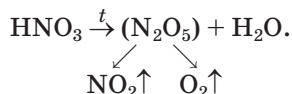
кладаються з утворенням відповідних кислотних оксидів і води:



Одним із продуктів розкладу сульфатної кислоти при помірному нагріванні є сульфур(VI) оксид, який при сильному нагріванні також розкладається:



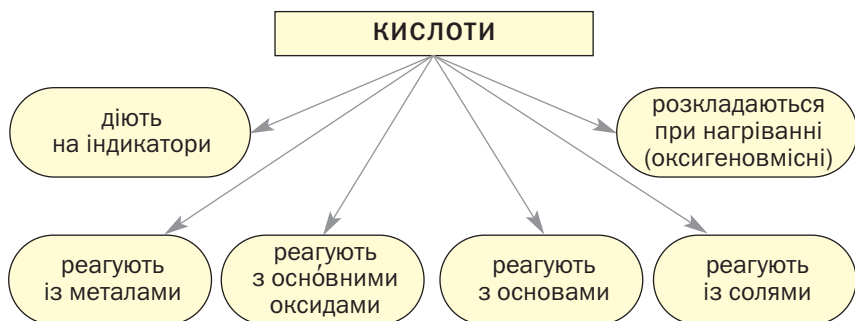
Реакція термічного розкладу нітратної кислоти має певну особливість. Ця сполука розкладається на три речовини — нітроген(IV) оксид, кисень і воду (оксид N_2O_5 , який відповідає нітратній кислоті, надто нестійкий):



Викладений матеріал підсумовує схема 8.

Схема 8

Хімічні властивості кислот



Використання кислот. Найчастіше застосовують сульфатну, хлоридну, нітратну й ортофосфатну кислоти (табл. 10). Їх добувають на хімічних заводах у великій кількості.

Розчин сульфатної кислоти заливають в акумулятори автомобілів, а розчин борної кислоти застосовують як дезінфікуючий засіб. У побуті використовують і органічні кислоти: оцтову

Використання кислот

Кислота	Галузь використання
H_2SO_4	Виробництво інших кислот, солей, добрив, барвників, ліків, очищення нафтопродуктів
HCl	Виробництво солей, фарб, ліків
HNO_3	Виробництво добрив, вибухових речовин, барвників
H_3PO_4	Виробництво добрив, мийних засобів

кислоту CH_3COOH (оцет — її розбавлений водний розчин), лимонну кислоту (консервант), аскорбінову кислоту (вітамін С).

ВИСНОВКИ

Кислоти — молекулярні речовини, розчинні у воді. Вони змінюють забарвлення індикаторів, але не так, як луги.

Безокисигенові кислоти і розбавлена сульфатна кислота взаємодіють із більшістю металів з виділенням водню й утворенням солей. Такі реакції називають реакціями заміщення. Можливість їх перебігу визначають за допомогою ряду активності металів.

Кислоти реагують з основними оксидами й основами з утворенням солей і води, а також із солями (продукти реакції — інші кислота і сіль). Оксигеновмісні кислоти розкладаються при нагріванні.

Кислоти широко використовують у різних сферах.



234. Назвіть характерні фізичні властивості кислот. Чим вони зумовлені?
235. Чи можна розрізнити за допомогою лакмусу, фенолфталеїну, універсального індикатора розчини кислоти і лугу? Якщо так, то як саме?

236. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|--|--|
| а) $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow$ | б) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{BaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
237. Замість крапок напишіть формули кислот-реагентів, продуктів реакцій і перетворіть схеми на хімічні рівняння:
- | | |
|---|--|
| а) $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{FeCl}_2 + \dots;$ | б) $\text{Al} + \dots \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots;$ |
| $\text{Li}_2\text{O} + \dots \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + \dots;$ | $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{CrSO}_4 + \dots;$ |
| $\text{KOH} + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots;$ | $\text{AgNO}_3 + \dots \rightarrow \text{Ag}\downarrow + \dots.$ |
238. Напишіть рівняння реакцій (якщо вони відбуваються) між розбавленою сульфатною кислотою і такими речовинами:
- | | |
|----------------------|------------------------|
| а) цинк; | г) фторидна кислота; |
| б) срібло; | г) барій гідроксид; |
| в) карбон(IV) оксид; | д) плюмбум(II) нітрат. |
239. Для кожного перетворення напишіть по два хімічних рівняння:
- | | |
|---|--|
| а) $\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2;$ | в) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2.$ |
| б) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S};$ | |
240. Щоб здійснити реакцію між натрій хлоридом і сульфатною кислотою, до твердої солі додають чисту кислоту і нагрівають цю суміш. Поясніть, чому не використовують розчини сполук і для чого необхідне нагрівання.
241. За матеріалами з інтернету підготуйте повідомлення про використання фторидної (плавикової) кислоти.
242. Яка маса сульфатної кислоти потрібна для нейтралізації 8 г натрій гідроксиду?
243. У результаті реакції достатньої кількості хлоридної кислоти із 10 г суміші порошоків срібла і цинку виділилося 0,7 л водню (н. у.). Обчисліть масову частку срібла в суміші.
244. При нагріванні нітратної кислоти виділилося 11,2 л суміші газів — оксиду NO_2 і кисню (н. у.). Яка маса кислоти розкладалася?

ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

Дія на сік буряка лимонного соку, розчину харчової соди, мильного розчину

Сік столового буряка містить забарвлену речовину, що є індикатором. Пропонуємо виконати з ним такий експеримент.

Приготуйте столову ложку соку столового буряка, а також невеликі кількості водних розчинів харчової соди і господарчого мила.

Налийте в чотири полімерні стаканчики по 20—30 мл води і однакові порції соку буряка. Вміст посудин перемішайте.

Додайте в один стаканчик 1/2 чайної ложки лимонного соку, у другий — чайну ложку розчину харчової соди, у третій — стільки ж мильного розчину. Вміст четвертого стаканчика слугуватиме для порівняння забарвлень.

Що спостерігаєте? У яких розчинах виявлено луг, кислоту?

Результати експерименту запишіть у зошит.

Зробіть коротке повідомлення про ваше дослідження на уроці хімії.

31 Амфотерні оксиди та гідроксиди

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, які сполуки називають амфотерними;
- зрозуміти хімічний характер амфотерних оксидів і гідроксидів;
- складати формули продуктів реакцій амфотерних сполук із кислотами, основами, оксидами.

Амфотерні сполуки. У § 11 при розгляді зміни властивостей оксидів елементів у 2-му періоді ми зазначали, що оксид BeO виявляє властивості, притаманні як оснóвним, так і кислотним оксидам. Ця сполука, а також гідроксид Be(OH)₂ взаємодіють не лише з кислотами, а й із лугами. Аналогічною є поведінка в хімічних реакціях сполук Алюмінію — оксиду Al₂O₃ і гідроксиду Al(OH)₃.

Здатність сполуки виявляти оснóвні та кислотні властивості називають *амфотерністю*¹, а саму сполуку — *амфотерною*.

Наводимо формули найважливіших амфотерних сполук:

¹Термін походить від грецького слова amphoterós — і той, і інший.

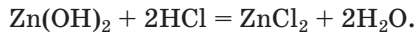
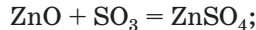
Оксиди	↔	Гідроксиди
ZnO		Zn(OH) ₂
PbO		Pb(OH) ₂
SnO		Sn(OH) ₂
Al ₂ O ₃		Al(OH) ₃
Cr ₂ O ₃		Cr(OH) ₃
Fe ₂ O ₃		Fe(OH) ₃

За будовою та фізичними властивостями амфотерні оксиди подібні до основних оксидів. Вони складаються з йонів, мають високі температури плавлення. Жодний амфотерний оксид не розчиняється у воді.

Амфотерні гідроксиди також є нерозчинними; при нагріванні вони не плавляться, а зазнають розкладу.

Хімічні властивості амфотерних оксидів і гідроксидів. Амфотерні сполуки взаємодіють із кислотними та основними оксидами, кислотами, лугами.

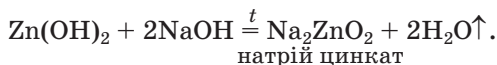
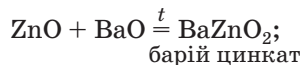
Цинк оксид ZnO і цинк гідроксид Zn(OH)₂ реагують з кислотними оксидами, кислотами:



Продукти таких реакцій (солі) містять катіони Цинку Zn²⁺.

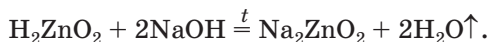
► Які властивості — основні чи кислотні — виявляють оксид і гідроксид Цинку в цих випадках?

Сполуки ZnO і Zn(OH)₂ взаємодіють також з основними оксидами та лугами. Унаслідок реакцій утворюються солі, в яких атоми Цинку містяться в аніонах ZnO₂²⁻:

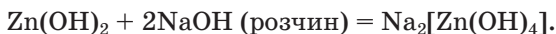
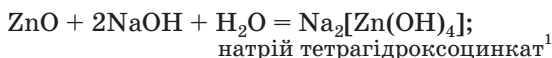


Останнє рівняння відповідає реакції за участю лугу, а не його розчину. Для того щоб формула

солі, яка утворюється, була вам зрозумілою, змінимо порядок запису елементів у формулі цинк гідроксиду на загальноприйнятий для кислот:



Оксид і гідроксид Цинку реагують також із водним розчином лугу за звичайних умов:



Квадратними дужками у формулах виокремлено аніон солі.

Формулу продукту двох останніх реакцій можна отримати, замінивши у формулі Na_2ZnO_2 два двовалентні атоми Оксигену на чотири одновалентні гідроксильні групи:



Якщо з основним оксидом або лугом реагує амфотерна сполука тривалентного елемента, то можливі два варіанти взаємодії речовин.

Розглянемо реакції між алюміній оксидом і калій гідроксидом. Продуктом однієї реакції між цими сполуками є сіль, яка походить від алюміній гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$ як кислоти (H_3AlO_3):



Цікаво знати

Сполука HAlO_2 , формулу якої часто записують як $\text{AlO}(\text{OH})$, трапляється в природі й утворює кілька мінералів.

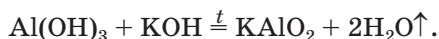
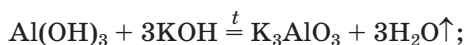
Продукт іншої реакції — сіль простішого складу. Виведемо її формулу, з'ясувавши спочатку формулу відповідної «кислоти» (насправді — амфотерної сполуки). Для цього складаємо разом усі атоми, наявні у формулах алюміній оксиду Al_2O_3 і води H_2O . В отриманій формулі $\text{H}_2\text{Al}_2\text{O}_4$ зменшуємо індекси удвічі (HAlO_2) і замінюємо символ Гідрогену на символ Калію: KAlO_2 . Відповідне хімічне рівняння:

¹ Префікс «тетра» (в перекладі з грецької — чотири) вказує на кількість гідроксильних груп в аніоні солі.

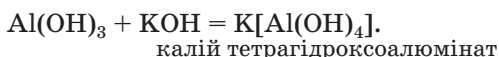
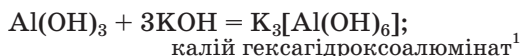


Зіставивши коефіцієнти перед формулами реагентів у рівняннях (1) і (2), бачимо, що ортоалюмінат утворюється при додаванні до алюміній оксиду утричі більшої кількості лугу.

Такі самі солі є продуктами реакцій за участю алюміній гідроксиду:



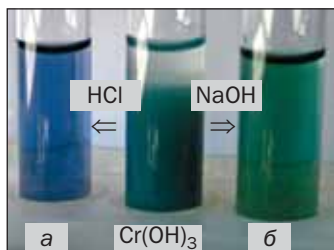
Якщо алюміній гідроксид реагує з водним розчином лугу, то утворюються солі, в яких аніони містять гідроксильні групи (реакції відбуваються за звичайних умов):



На малюнку 62 показано результат досліду, який засвідчує амфотерність хром(III) гідроксиду $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Мал. 62.

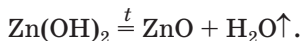
Результат взаємодії хром(III) гідроксиду: а — із кислотою; б — із розчином лугу



- Складіть рівняння реакцій хром(III) гідроксиду з хлоридною кислотою і розчином натрій гідроксиду.

При нагріванні амфотерні гідроксиди, як і нерозчинні основи, розкладаються на відповідні оксиди і воду:

¹ Префікс «гекса» (в перекладі з грецької — шість) указує на кількість гідроксильних груп в аніоні солі.

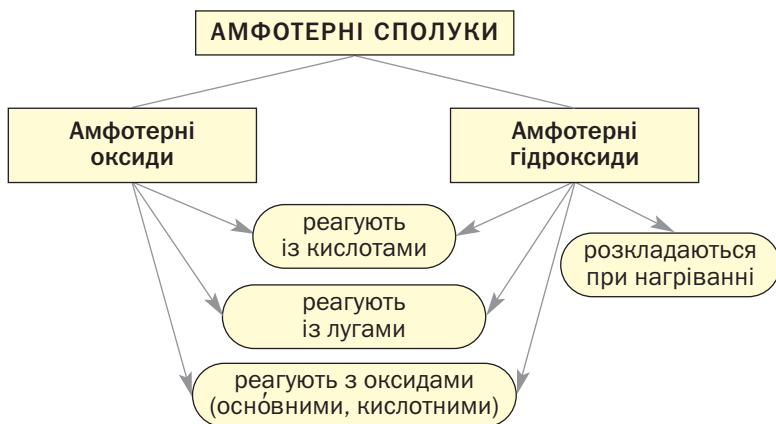


- Напишіть рівняння реакції термічного розкладу алюміній гідроксиду.

Викладений матеріал узагальнює схема 9.

Схема 9

Хімічні властивості амфотерних сполук



ВИСНОВКИ

Деякі оксиди та гідроксиди металічних елементів виявляють як основні, так і кислотні властивості. Їх називають амфотерними сполуками.

За фізичними властивостями амфотерні оксиди подібні до основних оксидів, а амфотерні гідроксиди — до нерозчинних основ.

Амфотерні сполуки взаємодіють із кислотами і лугами, з кислотними та основними оксидами з утворенням солей. Амфотерні гідроксиди розкладаються при нагріванні.



245. Які сполуки називають амфотерними? Назвіть кілька амфотерних оксидів і гідроксидів.

246. Допишіть схеми реакцій за участю сполук Цинку і Алюмінію та складіть хімічні рівняння:
- а) $ZnO + HCl \rightarrow$ б) $Al(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$
 $ZnO + SiO_2 \xrightarrow{t}$ $Al(OH)_3 + LiOH (p-n) \rightarrow$ (два варіанти)
 $Zn(OH)_2 + Ca(OH)_2 \xrightarrow{t}$ $Al(OH)_3 + Mg(OH)_2 \xrightarrow{t}$ (два варіанти)
247. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- а) $Pb(OH)_2 + HBr \rightarrow$ б) $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
 $SnO + NaOH \xrightarrow{t}$ $Cr_2O_3 + Li_2O \xrightarrow{t}$ (два варіанти)
 $Sn(OH)_2 \xrightarrow{t}$ $Cr(OH)_3 \xrightarrow{t}$
248. Складіть рівняння реакцій берилій оксиду з барій гідроксидом (при нагріванні) та розчином цієї основи.
249. Як би ви розпізнали білі порошки гідроксидів Магнію та Цинку, використавши відмінності в хімічних властивостях цих сполук?
250. Амфотерний гідроксид має відносну формульну масу 103. Що це за сполука?
251. Яка маса ферум(III) оксиду містить стільки йонів, скільки молекул міститься в 11 г карбон(IV) оксиду?
252. Під час термічного розкладу 39 г алюміній гідроксиду утворилося 20 г алюміній оксиду. Чи повністю розкладалася сполука?

32

Властивості та використання солей

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати фізичні властивості солей;
- засвоїти хімічні властивості солей;
- прогнозувати можливість реакції солі з металом;
- дізнатися про сфери використання солей.

Фізичні властивості солей. Солі, як і інші йонні сполуки, за звичайних умов є кристалічними речовинами. Вони здебільшого мають високі температури плавлення:

$NaCl$ 801 °C; K_2SO_4 1069 °C; $CaSiO_3$ 1544 °C.

Частина солей розчиняється у воді, деякі є малорозчинними (мал. 63), решта — нерозчинні. Відповідну інформацію подано в таблиці розчинності (форзац II).

Мал. 63.
Осад
плюмбум(II)
йодиду, що
утворився
після
охолодження
гарячого
розчину
сполуки



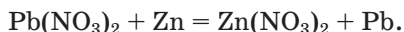
Приготування розчинів солей часто супроводжується тепловими ефектами. Наприклад, при розчиненні натрій карбонату виділяється невелика кількість теплоти і розчин трохи нагрівається. А під час утворення розчину натрій нітрату можна зафіксувати незначне зниження температури.

Серед розчинних солей натрій хлорид має солоний смак, магній сульфат — гіркий. Солі Плюмбуму і Берилію солодкі, проте надзвичайно отруйні. Виявляючи смак різних солей, деякі алхіміки, напевно, поплавилися за це життям.

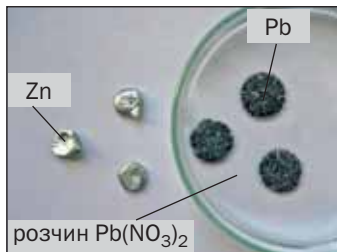
Солі можуть по-різному впливати на рослини, тварин, людину. Серед них є сполуки, що містять необхідні для рослин елементи. Їх застосовують як добрива. Кухонну сіль ми щоденно вживаємо разом із їжею, щоб поповнити її запаси в організмі (ця сполука постійно виводиться з організму разом із потом і сечею).

Хімічні властивості солей. Солі беруть участь у різних реакціях із простими і складними речовинами.

Реакції з металами. Сіль у водному розчині може реагувати з металом з утворенням нової солі та іншого металу (мал. 64). Часто кажуть, що один метал «витісняє» інший із солі. Реакція відбувається, якщо метал-реагент активніший за метал-продукт, тобто знаходиться в ряду активності зліва від нього (форзац II):



Мал. 64.
Результат
реакції між
розчином
плюмбум(II)
нітрату і
цинком



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 6

Взаємодія металів із солями у водному розчині

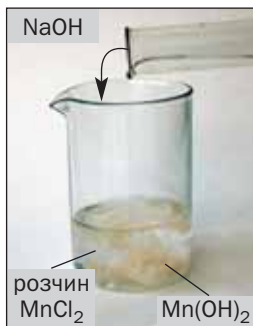
У пробірку обережно помістіть чистий залізний цвях і налейте трохи розчину купрум(II) сульфату. Що відбувається на поверхні металу? Чи змінюється з часом колір розчину?

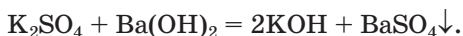
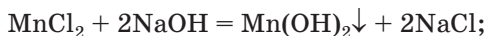
Складіть рівняння реакції. Візьміть до уваги, що один із її продуктів — сполука Феруму(II).

Вивчаючи хімічні властивості лугів і кислот, ви дізналися про реакції цих сполук із солями. Крім того, солі також здатні взаємодіяти одна з одною. Всі згадані реакції належать до реакцій обміну.

Реакції з лугами. Реакція між сіллю і лугом відбувається лише в розчині (нерозчинні солі з лугами не взаємодіють). Вона можлива, якщо один із її продуктів — основа чи сіль — є нерозчинним у воді (мал. 65):

Мал. 65.
Реакція між
манган(II)
хлоридом
і натрій
гідроксидом
у розчині





Для прогнозування можливості таких реакцій використовують таблицю розчинності.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 7

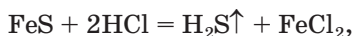
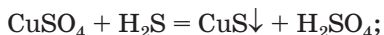
Взаємодія солей із лугами у водному розчині

Налийте в пробірку трохи розчину купрум(II) сульфату і додайте до нього при перемішуванні кілька крапель розчину натрій гідроксиду. Що спостерігаєте? Яка сполука осаджується?

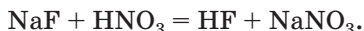
Якщо до розчину купрум(II) сульфату додати стільки розчину лугу, скільки потрібно для повного перетворення солі на купрум(II) гідроксид, то після відстоювання розчин над осадом буде безбарвним. Він міститиме лише натрій сульфат (йони Na^+ і SO_4^{2-}).

Складіть рівняння реакції.

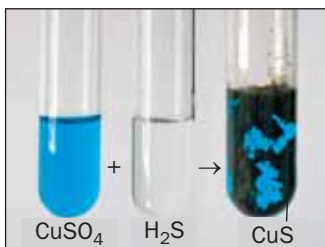
Реакції з кислотами. Сіль (як розчинна, так і нерозчинна) може взаємодіяти з кислотою з утворенням нової солі й нової кислоти. Такі реакції часто відбуваються з виділенням осаду (мал. 66) або газу



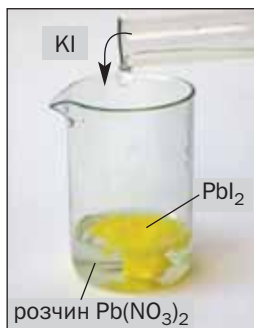
а іноді не супроводжуються зовнішнім ефектом:



Мал. 66.
Результат реакції між купрум(II) сульфатом і сульфідною кислотою в розчині

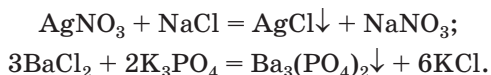


Мал. 67.
Реакція між
плюмбум(II)
нітратом
і калій
йодидом
у розчині



Випадки, у яких реакція між сіллю і кислотою є можливою, вказано в § 30.

Реакції з іншими солями. Взаємодія між двома солями відбувається лише в розчині (реагенти мають бути розчинними у воді) з утворенням двох нових солей. Реакція можлива, якщо один із її продуктів є нерозчинним або малорозчинним; він випадає в осад (мал. 67):



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 8

Реакція обміну між солями в розчині

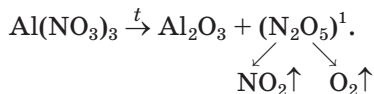
Налийте в пробірку трохи розчину натрій карбонату і додайте до нього кілька крапель розчину кальцій хлориду. Що спостерігаєте?

Складіть рівняння реакції.

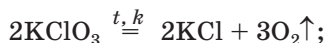
Термічний розклад солей. Оксигеновмісні солі, утворені газуватими, легкими чи нестійкими оксидами, при нагріванні розкладаються. Продуктами більшості таких реакцій є два відповідні оксиди:



Нітрати, як і нітратна кислота, походять від нітроген(V) оксиду N_2O_5 . Однак під час нагрівання нітратів цей оксид не утворюється через свою нестійкість:



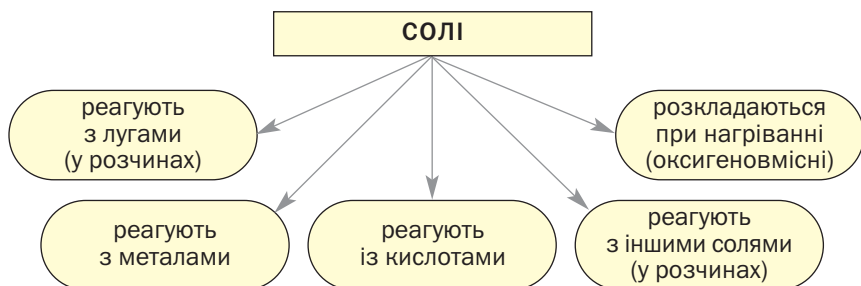
Соли лужних елементів або не розкладаються під час нагрівання (карбонати, сульфати), або їхній розклад має певні особливості. Деякі з таких реакцій використовують у лабораторії для добування кисню:



Викладений матеріал підсумовує схема 10.

Схема 10

Хімічні властивості солей



Використання солей. Багато солей має різноманітне застосування. Натрій хлорид є сировиною в хімічній промисловості для добування хлору, хлоридної кислоти, натрій гідроксиду, соди. Ця сполука незамінна під час приготування їжі, консервування. Хлорид, сульфат, нітрат Калію, фосфати Кальцію, деякі інші солі є мінеральними добривами (мал. 68). Кальцій карбонат у вигляді каменю вапняку використовують у будівництві, а на заводах із нього виробляють вапно. На основі штучно добутої солі CaCO_3 виготовляють зубну пасту. У школі пишуть на дошці крейдою, а це — також кальцій карбонат.

¹ Так розкладаються нітрати металічних елементів від Магнію до Купруму включно (див. ряд активності металів).

Мал. 68.
Продукція
заводу
мінеральних
добрив



Кальцій сульфат (гіпс) застосовують у будівництві та медицині. Простим засобом для миття і чищення посуду, предметів домашнього вжитку є кальцинована сода, або натрій карбонат. Кальциновану соду разом із крейдою або вапняком використовують для виробництва скла.

ВИСНОВКИ

Солі — йонні речовини. Вони мають високі температури плавлення, різну розчинність у воді.

Солі взаємодіють з металами з утворенням іншої солі та іншого металу. Такі реакції відбуваються, якщо метал-реагент активніший за метал-продукт (це визначають за рядом активності металів).

Солі вступають у реакції обміну з лугами, кислотами, іншими солями. Деякі оксигеновмісні солі при нагріванні розкладаються на відповідні оксиди.

Багато солей використовують на практиці.



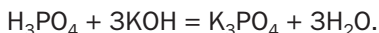
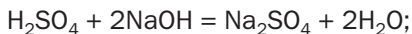
253. Охарактеризуйте фізичні властивості солей. Наведіть приклади розчинних, малорозчинних і нерозчинних у воді солей.
254. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- а) $\text{HgSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow$ в) $\text{CrSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{SrSO}_3 + \text{HBr} \rightarrow$ $\text{MgSO}_3 \xrightarrow{t}$
- б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$

255. Замість крапок напишіть формули солей і перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння:
- $\dots + \text{Mn} \rightarrow \dots + \text{Cu}$;
 $\dots + \text{HI} \rightarrow \dots \downarrow + \text{HNO}_3$;
 - $\dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 $\dots + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \dots$;
 - $\dots \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$;
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{PbCO}_3 \downarrow + \dots$.
256. Напишіть рівняння реакцій (якщо вони відбуваються) між такими сполуками:
- калій силікатом і нітратною кислотою;
 - натрій сульфатом і магній нітратом;
 - купрум(II) хлоридом і барій сульфатом;
 - хром(III) сульфатом і натрій гідроксидом;
 - калій сульфідом і меркурій(II) нітратом.
257. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі послідовні перетворення:
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$;
 - $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlPO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
 - $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2$.
258. Яку максимальну масу ферум(III) фториду можна добути із 4,84 г ферум(III) нітрату? Як би ви здійснили такий експеримент?
259. Чи вистачить 13 г цинкового порошку для повного перетворення 33,1 г плюмбум(II) нітрату на свинець?
260. Після занурення залізної пластинки у розчин купрум(II) сульфату її маса збільшилася на 0,8 г. Обчисліть масу міді, що виділилася на пластинці.
261. У результаті нагрівання 28,7 г суміші нітратів Натрію і Калію добули 3,36 л кисню (н. у.). Які маси солей містились у вихідній суміші?

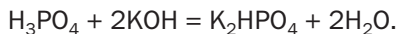
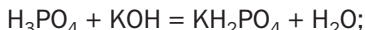
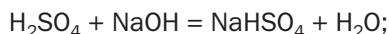
для допитливих

Кислі солі

Ви знаєте, що під час реакції кислоти з лугом атоми Гідрогену кожної молекули кислоти «замінюються» на атоми (точніше — йони) металічного елемента:



А чи можливо, щоб у молекулі багатоосновної кислоти відбулася заміна лише частини атомів Гідрогену? Так. У результаті відповідних реакцій утворюються так звані *кислі солі*:



Кислі солі $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ містяться в розчиненому стані у прісній воді. При її кип'ятінні сполуки розкладаються



і на стінках посудини утворюється накип — суміш карбонатів CaCO_3 і MgCO_3 .

Кислі солі Кальцію й ортофосфатної кислоти CaHPO_4 і $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ становлять основу фосфорних добрив — преципітату і суперфосфату відповідно. Кисла сіль Натрію і карбонатної кислоти NaHCO_3 відома кожній домогосподарці; це — питна (харчова) сода (мал. 69).



Мал. 69.

Сода:

а — кальцинована
(Na_2CO_3);

б — питна, або
харчова (NaHCO_3)

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук

ВАРІАНТ I

Дослідження хімічних властивостей хлоридної кислоти

ДОСЛІД 1

Дія хлоридної кислоти на індикатор

За допомогою піпетки або скляної палички нанесіть краплю розбавленої хлоридної кислоти на універсаль-

ний індикаторний папірець. Як змінюється його забарвлення?

ДОСЛІД 2

Реакція хлоридної кислоти з металом

У пробірку обережно помістіть гранулу цинку і долейте 1 мл розбавленої хлоридної кислоти. Вміст пробірки можна трохи підігріти. Що спостерігаєте?

ДОСЛІД 3

Реакція хлоридної кислоти з оснóвним (амфотерним) оксидом

У пробірку насипте трохи магній оксиду (ферум(III) оксиду) й долейте 1 мл розбавленої хлоридної кислоти. (Для прискорення реакції між амфотерним оксидом і кислотою їхню суміш можна нагріти, але не до кипіння.) Які зміни відбуваються з речовинами?

ДОСЛІД 4

Реакція хлоридної кислоти з лугом¹

Налийте в пробірку 1 мл розбавленої хлоридної кислоти і додайте 1—2 краплі розчину фенолфталеїну. Доливайте до кислоти по краплях при перемішуванні розчин натрій гідроксиду до появи малинового забарвлення. Про що свідчить цей ефект?

ДОСЛІД 5

Реакція хлоридної кислоти із сіллю

Налийте в пробірку 1—2 мл розчину натрій карбонату і додайте 1—2 мл розбавленої хлоридної кислоти. Що спостерігаєте?

¹ Для досліду замість лугу можна взяти нерозчинну основу або амфотерний гідроксид, які потрібно добути за реакцією між розчинами відповідної солі та лугу. У цьому разі до осаду гідроксиду додають кислоту, а індикатор не потрібен.

ВАРІАНТ II

Дослідження властивостей нікель(II) сульфату

ДОСЛІД 1

Дослідження фізичних властивостей нікель(II) сульфату

Уважно розгляньте видану вам сіль Нікелю та опишіть її. Укажіть характер часточок сполуки (кристалики, порошок, кусочки довільної форми).

З'ясуйте, чи розчиняється нікель(II) сульфат у воді. Для цього у невелику склянку з водою насипте приблизно 1/4 чайної ложки сполуки і перемішайте суміш скляною паличкою. Який результат досліду? Чи узгоджується він із даними, наведеними в таблиці розчинності?

Виготовлений розчин солі розподіліть по чотирьох пробірках.

ДОСЛІД 2

Реакція нікель(II) сульфату з металом

У пробірку з розчином нікель(II) сульфату помістіть гранулу цинку. Нагривайте вміст пробірки протягом 1—2 хв., але не до кипіння. Чи змінюється поверхня металу, забарвлення розчину?

ДОСЛІД 3

Реакція нікель(II) сульфату з лугом

В іншу пробірку з розчином нікель(II) сульфату додайте такий самий об'єм розчину лугу. Які зміни помічаєте?

ДОСЛІД 4

Реакції нікель(II) сульфату із солями

В одну із двох пробірок із розчином нікель(II) сульфату, які залишилися, додайте розчин натрій карбонату, а в другу — розчин барій хлориду. Що спостерігаєте?

Під час виконання кожного досліді записуйте в подану нижче таблицю свої дії, спостереження (фіксуйте розчинення речовини, утворення осаду, виділення газу, наявність чи відсутність запаху, появу чи зміну забарвлення тощо). Після завершення досліді запишіть у таблицю висновки і відповідні хімічні рівняння.

Послідовність дій	Спостереження	Висновки
<i>Дослід 1. ...</i>		
...
<i>Дослід 2. ...</i>		
...
Рівняння реакції: ...		
<i>Дослід 3. ...</i>		



262. Чи відбудеться реакція в досліді 2 кожного варіанта, якщо замість цинку взяти: а) магній; б) срібло? Відповіді обґрунтуйте.
263. Чи відбудеться реакція в досліді 5 (варіант I) або досліді 4 (варіант II), якщо натрій карбонат замінити: а) на кальцій карбонат; б) на натрій нітрат? Відповіді обґрунтуйте.
264. Реакції яких типів ви здійснювали під час виконання практичної роботи?

33

Способи добування оксидів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати можливості добування оксидів різними способами;

- зрозуміти вимоги, які висувають до промислових методів добування речовин.

Відомо кілька способів добування оксидів. Деякі з них ґрунтуються на реакціях простих або складних речовин із киснем, інші — на термічному розкладі оксигеновмісних сполук.

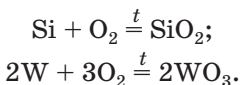
Реакції простих речовин із киснем. У таку реакцію (як правило, при нагріванні) вступають майже всі метали і неметали. У 7 класі ви спостерігали за тим, як горять на повітрі або в кисні сірка, вуглець, магній.

Цікаво знати

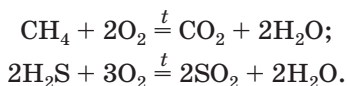
Із киснем не реагують золото, платина, інертні гази, хлор, бром, йод.

- Напишіть рівняння реакцій горіння сірки і магнію.

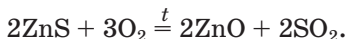
Інші приклади подібних реакцій:



Реакції складних речовин із киснем. Багато сполук елементів з Гідрогеном горять у кисні або на повітрі. Продуктами таких реакцій є оксиди і вода:

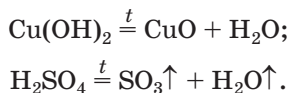


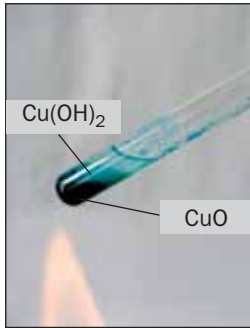
Із киснем взаємодіють також сульфіді металічних елементів:



Сполуки Купруму, Цинку, Кадмію, деяких інших елементів із Сульфуром містяться в поліметалічних рудах. Ці руди обпалюють на металургійних заводах, а з оксидів, що утворюються, добувають метали.

Термічний розклад гідроксидів та оксигеновмісних кислот. Нерозчинні основи, амфотерні гідроксиди та оксигеновмісні кислоти при нагріванні розкладаються на відповідні оксиди (мал. 70):





Мал. 70.
Термічний розклад купрум(II) гідроксиду



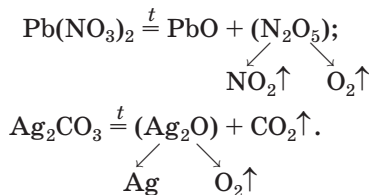
Мал. 71.
Термічний розклад плюмбум(II) нітрату

► Напишіть рівняння реакції термічного розкладу ферум(III) гідроксиду.

Термічний розклад оксигеновмісних солей.
Солі, що утворені газуватими кислотними оксидами, при нагріванні розкладаються на два оксиди:



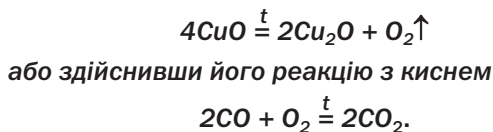
Якщо оксид є нестійким, то замість цієї сполуки утворюються продукти її розкладу (мал. 71):



Оксигеновмісні солі Натрію та Калію під час нагрівання або не розкладаються, або розкладаються, але не на оксиди (§ 32).

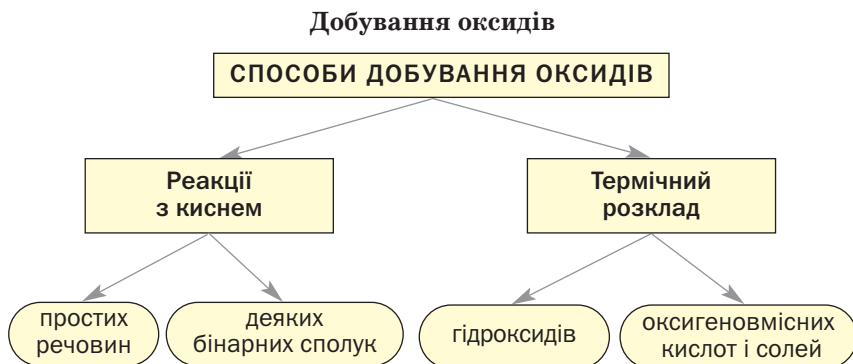
Стойкими до нагрівання є солі, аніони яких походять від нелетких кислотних оксидів або амфотерних оксидів: CaSiO_3 , $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{BO}_2)_2$, $\text{Cu}(\text{AlO}_2)_2$, BaZnO_2 .

Якщо елемент утворює два чи більше оксидів, то один оксид нерідко вдається перетворити на інший за допомогою нагрівання



Викладений матеріал узагальнює схема 11.

Схема 11



Добування оксидів у промисловості. Із матеріалу § 27 ви дізналися про застосування деяких оксидів. Більшість таких речовин добувають на хімічних заводах.

На відміну від лабораторних способів добування різних сполук промислова технологія передбачає використання реагентів у великих кількостях і висуває такі вимоги:

1. Вихідні речовини мають бути доступними й дешевими. Найкраще застосовувати природну сировину.

2. Енерговитрати при підготовці та здійсненні хімічних реакцій повинні бути мінімальними.

Розглянемо, як виробляють негашене вапно, або кальцій оксид. Суть промислового способу, який використовують не одне століття, полягає в розкладі вапняку CaCO_3 за температури 900°C . Природних покладів вапняку дуже багато; це доступна і дешева речовина. Температура, за якої розкладається вапняк, не надто висока для промисловості (наприклад, у металургії створюють температуру 1500°C і вище). При слабшому нагріванні розклад вапняку уповільнюється або припиняється.

Чому для виробництва кальцій оксиду не використовують інші реакції? Наприклад, взаємодію кальцію з киснем: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$? Тому що кальцію немає в природі, а добувати цей метал дуже складно. Відомо, що кальцій оксид утворюється при термічному розкладі гіпсу¹. Однак гіпс, хоч і є природною речовиною, дорожчий за вапняк, а температура його розкладу значно вища за 900 °С. Розкласти кальцій гідроксид (гашене вапно) з метою добування негашеного вапна ($\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$) недоцільно, оскільки гашене вапно виробляють саме із негашеного.

ВИСНОВКИ

Оксиди добувають за реакціями простих і деяких складних речовин із киснем, а також термічним розкладом гідроксидів, оксигеновмісних кислот і солей.

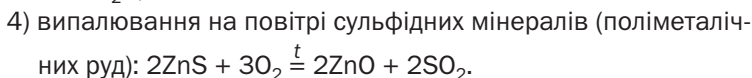
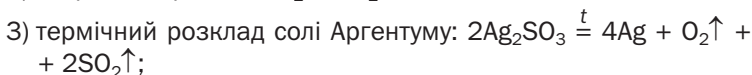
Промислові методи добування оксидів, як і інших сполук, передбачають використання доступних і дешевих речовин за мінімальних енерговитрат.



265. Запропонуйте якомога більше способів добування цинк оксиду. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
266. Укажіть у поданому переліку формули сполук, які розкладаються при нагріванні: H_2SiO_3 , CuSO_4 , $\text{Fe}(\text{PO}_3)_3$, NaOH , MgCO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, H_3BO_3 . Напишіть відповідні хімічні рівняння.
267. Допишіть схеми реакцій розкладу і перетворіть їх на хімічні рівняння:
- а) $\dots \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$; б) $\dots \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 ... $\xrightarrow{t} \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$; ... $\xrightarrow{t} \text{TiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
268. На хімічних заводах сульфатну кислоту добувають, здійснюючи реакцію сульфур(IV) оксиду з киснем, під час якої утворюється

¹ Рівняння реакції: $2(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \xrightarrow{t} 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}\uparrow$.

сульфур(VI) оксид, а потім — реакцію цього оксиду з водою. Які з наведених нижче способів добування сульфур(IV) оксиду можна застосовувати у промисловості:



Вибір способів обґрунтуйте.

269. Обчисліть об'єми оксидів Карбону(IV) і Сульфуру(IV) (у перерахунку на нормальні умови), які утворюються при згорянні 19 г карбон(IV) сульфїду в надлишку кисню.
270. Після прожарювання 2,32 г магній гідроксиду маса твердого залишку становила 1,60 г. Чи повністю розклалася сполука?
271. Визначте відносну густину за повітрям суміші газів, яка утворюється при нагріванні цинк нітрату.
272. У результаті спалювання 8 г суміші сірки та вуглецю утворилося 26 г суміші сірчистого і вуглекислого газів. Обчисліть масові частки простих речовин у суміші.

34

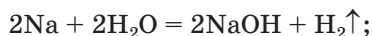
Способи добування основ і амфотерних гідроксидів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати можливості добування лугів і нерозчинних основ різними способами;
- обирати реагенти для добування амфотерного гідроксиду.

Луги можна добувати трьома способами, а нерозчинні основи — лише одним.

Добування лугів. Один зі способів добування лугів ґрунтується на *реакції металу з водою* (мал. 25, с. 53). Крім лугу, утворюється водень:



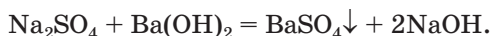
Другий спосіб добування лугів — *взаємодія основного оксиду з водою*:



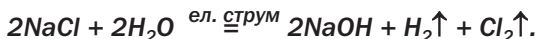
Таким способом добувають гашене вапно на заводах, а також безпосередньо перед використанням цієї речовини для будівельних робіт, побілки стовбурів дерев.

► Напишіть відповідне хімічне рівняння.

Луг можна добути й за *реакцією обміну між розчинною сіллю та іншим лугом* (у розчині). Вихідні сполуки добирають так, щоб утворилася нерозчинна сіль:

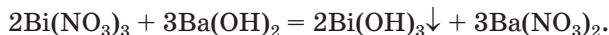
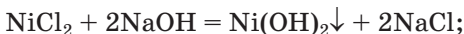


Гідроксиди Натрію і Калію виробляють у промисловості дією постійного електричного струму на водні розчини хлоридів:



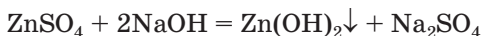
Такий процес називають електролізом.

Добування нерозчинних основ. Нерозчинну основу можна добути лише за *реакцією обміну між сіллю та лугом у розчині*. Оскільки основа випадатиме в осад, то утворювана сіль має бути розчинною у воді:

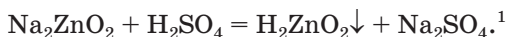


Викладений матеріал узагальнює схема 12.

Добування амфотерних гідроксидів. Оскільки амфотерний гідроксид здатний виявляти властивості основи і кислоти, його можна добути за реакціями обміну як основу

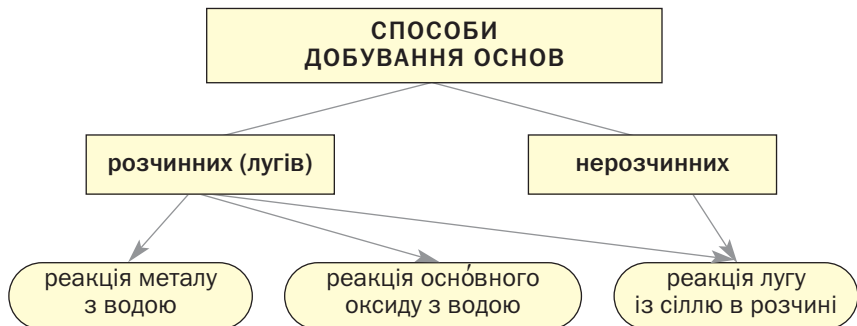


і як кислоту



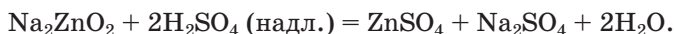
¹ Хімічні формули амфотерних гідроксидів за традицією записують так, як і формули основ.

Добування основ



Такі перетворення відбуваються завдяки тому, що всі амфотерні гідроксиди є нерозчинними у воді.

Слід уникати надлишку лугу чи кислоти, оскільки амфотерний гідроксид реагує з обома сполуками (§ 31). Наприклад, при взаємодії натрій цинкату із надлишком сульфатної кислоти замість цинк гідроксиду утворюється цинк сульфат:



► Напишіть рівняння реакції цинк сульфату із натрій гідроксидом, узятим у надлишку.

ВИСНОВКИ

Луги добувають за реакціями відповідних металів або оксидів з водою.

Загальний спосіб добування основ, а також амфотерних гідроксидів ґрунтується на реакції обміну між лугом і сіллю у розчині. Амфотерні гідроксиди добувають ще й взаємодією розчинів відповідних солей із кислотами.



273. Запропонуйте якомога більше способів добування:

- а) барій гідроксиду; в) хром(III) гідроксиду.
б) манган(II) гідроксиду;

Напишіть відповідні хімічні рівняння.

274. Допишіть схеми реакцій і перетворіть їх на хімічні рівняння:
- а) $\text{Li} + \dots \rightarrow \text{LiOH} + \dots$; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$;
 $\text{SrO} + \dots \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2$; $\text{BaZnO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \dots$
275. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі послідовні перетворення:
- а) $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KOH}$;
б) $\text{CdS} \rightarrow \text{CdO} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$;
в) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$.
276. У хімічному кабінеті є гідроксиди Калію та Барію, а також солі Кальцію — карбонат і хлорид. Які сполуки можна використати для добування кальцій гідроксиду? Як здійснити відповідні експерименти?
277. Ви маєте добути станум(II) гідроксид двома способами. У вашому розпорядженні — станум(II) оксид, розчини натрій гідроксиду і сульфатної кислоти. Як виконуватимете таке завдання? Зважте на те, що сполуки Стануму(II) за розчинністю подібні до сполук Цинку. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
278. Яка маса барій гідроксиду утворюється при взаємодії 15,3 г барій оксиду з водою?
279. Чи може утворитися 10 г натрій гідроксиду, якщо для здійснення реакції взято 6,9 г натрію і 3,6 г води? Відповідь дайте на підставі обчислень.

35

Способи добування кислот

Матеріал параграфа допоможе вам:

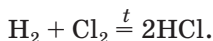
- обирати способи добування кислоти залежно від її складу і властивостей;
- визначати умови, за яких можна здійснити реакцію обміну з утворенням кислоти.

Перш ніж обрати спосіб добування кислоти, потрібно з'ясувати, безоксигеновою чи оксигеновмісною вона є, а також — сильною чи слабою, леткою чи нелеткою, розчинною чи нерозчинною у воді.

- ▶ Які кислоти називають безоксигеновими, оксигеновмісними? Наведіть приклади силь-

них, слабких, летких, нелетких кислот. (За потреби зверніться до матеріалу § 25 і 30.)

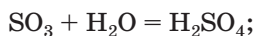
Реакція між воднем і неметалом. Це — спосіб добування безоксигенових кислот:



Продукти таких реакцій — хлороводень, сірководень, інші газоподібні сполуки неметалічних елементів VI або VII групи з Гідрогеном — розчиняють у воді й отримують кислоти.

Взаємодію хлору з воднем покладено в основу промислового виробництва хлоридної кислоти.

Реакція між кислотним оксидом і водою. Таку реакцію використовують для добування оксигеновмісних кислот¹:



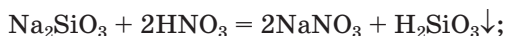
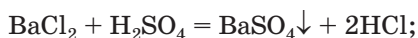
Перша реакція відбувається на завершальній стадії виробництва сульфатної кислоти. Здійснювати аналогічну реакцію між оксидом N_2O_5 і водою для промислового добування нітратної кислоти недоцільно, бо нітроген(V) оксид є нестійким. Вихідною речовиною слугує інший оксид Нітрогену:



Реакція між сіллю та кислотою. На цій реакції ґрунтується *загальний спосіб* добування кислот — і безоксигенових, і оксигеновмісних. Продуктами є інші сіль і кислота.

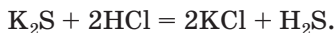
Реакцію обміну між сіллю і кислотою можна здійснити з використанням розчинів цих сполук, якщо задовольняється одна із двох умов:

- продукт реакції — нова сіль або нова кислота — нерозчинний у воді (це з'ясуємо за таблицею розчинності):



¹ Силіцій(IV) оксид з водою не взаємодіє.

- кислота, яку потрібно добути, є слабкою, а кислота, що вступає в реакцію, — сильною (відповідна інформація міститься в § 30):



Для добування сильної легкої кислоти реакцію здійснюють не в розчині, а між твердою сіллю й нелеткою кислотою. Взаємодії речовин сприяє нагрівання:



ВПРАВА. Чи можна добути хлоридну кислоту за реакцією між калій хлоридом і сульфатною кислотою? Якщо так, то за яких умов?

Розв'язання

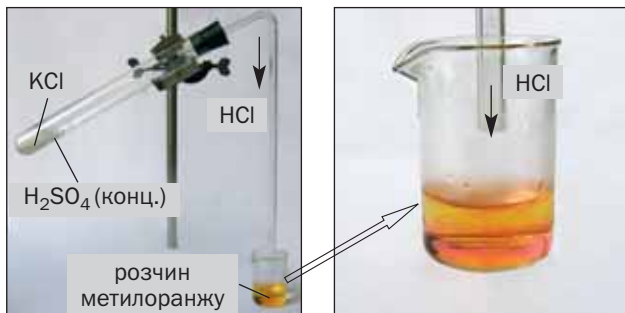
Продуктами реакції мають бути нові сіль і кислота:



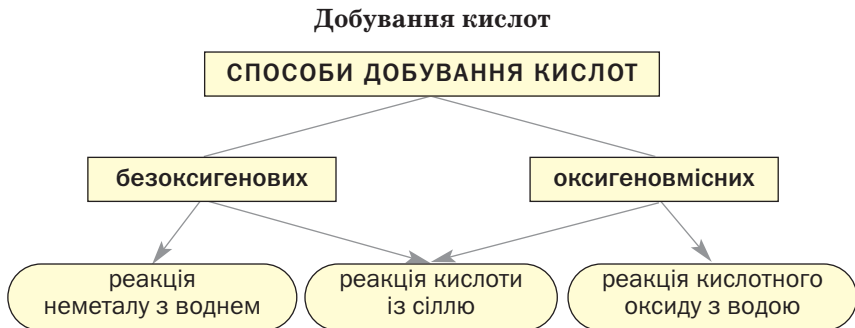
За таблицею розчинності з'ясуємо, що всі сполуки розчинні у воді. Сульфатна і хлоридна кислоти — сильні, але різняться за фізичними властивостями: перша — нелетка, а друга — летка (це водний розчин газу хлороводню). Тому реакцію можна здійснити лише за відсутності води; хлороводень виділятиметься із реакційної суміші.

Отже, для добування хлороводню і хлоридної кислоти потрібно взяти твердий калій хлорид і чисту сульфатну кислоту або її концентрований розчин. Щоб прискорити взаємодію твердої й рідкої речовин, слід нагрівати їхню суміш. (У розчині реакції обміну відбуваються миттєво.)

Запишемо відповідне хімічне рівняння, вказавши умови здійснення реакції (мал. 72):



Мал. 72.
Добування
хлороводню
і хлоридної
кислоти



ВИСНОВКИ

Безоксигенові кислоти добувають за реакціями водню з неметалами із подальшим розчиненням газоподібних сполук Гідрогену у воді.

Оксигеновмісні кислоти добувають взаємодією кислотних оксидів з водою.

Загальний спосіб добування кислот ґрунтується на реакції обміну між сіллю та кислотою.



280. Запропонуйте по два способи добування фторидної та ортофосфатної кислот. Напишіть відповідні хімічні рівняння.
281. Дopiшіть схеми реакцій і перетворіть їх на хімічні рівняння:
 - а) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - б) $\text{NaNO}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 - $\text{HBr} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
282. Заповніть пропуски формулами сполук і перетворіть схеми на хімічні рівняння, вказавши умови, за яких взаємодіють речовини:
 - а) $\text{CaCl}_2 + \dots \rightarrow \text{HCl} + \dots$; б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{HNO}_3 + \dots$;
 - $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \dots \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \dots$; $\text{K}_2\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \dots + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
 Чи можна використати в усіх чотирьох реакціях сульфатну кислоту? Відповідь обґрунтуйте.
283. Яку оксигеновмісну кислоту не можна добути із відповідного оксиду і води?
284. Яку масу натрій нітрату необхідно взяти для добування 50,4 г нітратної кислоти?

285. Обчисліть кількість речовини ортофосфатної кислоти, яка утворюється при взаємодії 14,2 г фосфор(V) оксиду із достатньою кількістю води.

36

Способи добування солей

Матеріал параграфа допоможе вам:

- засвоїти найважливіші способи добування солей;
- обирати реакції для добування певної солі й умови, необхідні для їх здійснення.

Солі можна добути значно більшою кількістю способів, ніж оксиди, основи чи кислоти.

Реакції за участю металів

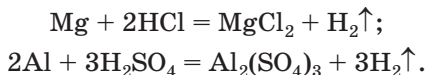
Спосіб 1: метал + неметал → сіль.

Цим способом можна добувати безоксигенові солі:



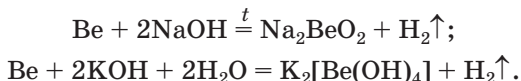
Спосіб 2: метал + кислота (розчин) → сіль + водень.

У такі реакції вступають сульфатна (у розбавленому розчині), хлоридна, деякі інші кислоти і метали, які перебувають у ряду активності зліва від водню:



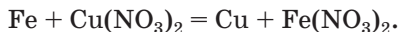
Спосіб 3: метал + луг → сіль + водень.

Із лугами та їхніми розчинами реагують метали, які походять від елементів, що утворюють амфотерні оксиди і гідроксиди:



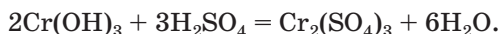
Спосіб 4: метал 1 + сіль 1 (у розчині) → метал 2 + сіль 2.

Вам відомо, що така реакція є можливою, якщо метал 1 активніший за метал 2, тобто метал 1 розміщений у ряду активності зліва від металу 2:

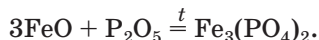


Реакції між сполуками з основними та кислотними властивостями

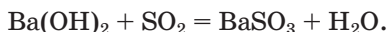
Спосіб 5: основа (амфотерний гідроксид) + кислота (амфотерний гідроксид) → сіль + вода¹ (мал. 73):



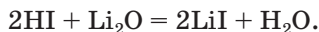
Спосіб 6: основний (амфотерний) оксид + кислотний (амфотерний) оксид → сіль¹:



Спосіб 7: основа + кислотний (амфотерний) оксид → сіль + вода:

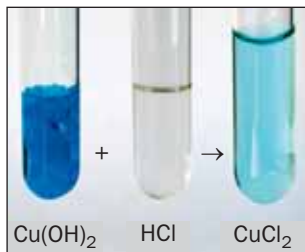


Спосіб 8: кислота + основний (амфотерний) оксид → сіль + вода:



Способи 6 і 7 непридатні для добування солей безоксигенових кислот, оскільки ці кислоти не мають кислотних оксидів.

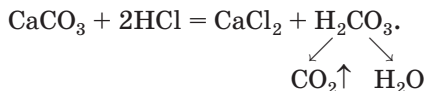
Мал. 73.
Реакція між купрум(II) гідроксидом та кислотою



¹ Амфотерні сполуки не взаємодіють одна з одною.

Реакції обміну за участю солей

Спосіб 9: сіль 1 + кислота 1 → сіль 2 + кислота 2:



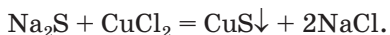
Цікаво знати

Соли $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, FeI_3 та деякі інші до цього часу не добуто.

Спосіб 10: сіль 1 + луг → сіль 2 + основа:



Спосіб 11: сіль 1 + сіль 2 → сіль 3 + сіль 4 (мал. 74):



Мал. 74.
Реакція між двома солями у розчині

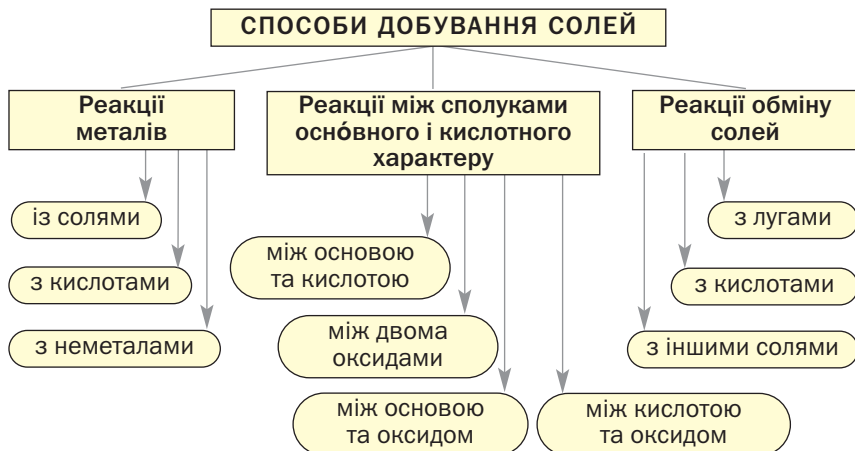


Обираючи способи 9—11, зважають на те, що реакція обміну можлива в разі утворення осаду, газу або слабкої кислоти.

Викладений матеріал узагальнює схема 14.

Схема 14

Добування солей

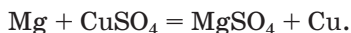
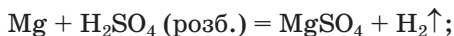


ВПРАВА. Запропонувати якнайбільше способів добування магній сульфату MgSO_4 .

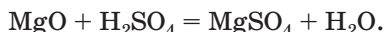
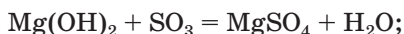
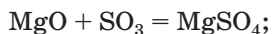
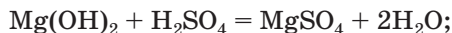
Розв'язання

Магній сульфат — оксигеновмісна сіль, тому спосіб 1 для добування сполуки не підходить.

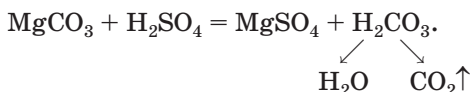
Цю сіль можна добути, взявши за вихідну речовину метал (способи 2 і 4) і врахувавши його розміщення в ряду активності:



Магній сульфат може утворитися в результаті реакцій між відповідними речовинами основного та кислотного характеру (способи 5—8):

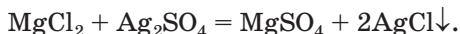


Для реакції солі з кислотою (спосіб 9) потрібно взяти сіль Магнію, утворену слабкою чи легкою кислотою або кислотою, здатною розкладатися з виділенням газу, і сульфатну кислоту:



Реакція солі з лугом (спосіб 10) для добування магній сульфату не підходить, оскільки гідроксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$ є не лугом, а малорозчинною основою.

Магній сульфат розчиняється у воді. Зваживши на це, оберемо для реакції між двома солями (спосіб 11) такі реагенти:



розчинна сіль мало-розчинна сіль розчинна сіль нерозчинна сіль

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 9

Розв'язування експериментальних задач

Варіант 1. У вашому розпорядженні — розбавлена хлоридна кислота, розчини цинк сульфату і натрій

гідроксиду. Згідно із запропонованою схемою перетворень здійсніть реакції 1—4:



Варіант 2. У вашому розпорядженні — розбавлена нітратна кислота, розчини алюміній хлориду і натрій гідроксиду. Згідно із запропонованою схемою перетворень здійсніть реакції 1—4:



При виконанні експерименту розчин кожного реагенту додавайте по краплях до завершення відповідної реакції.

Запишіть у зошит схему перетворень із хімічними формулами сполук, спостереження і рівняння здійснених реакцій.

ВИСНОВКИ

Соли добувають кількома способами. Частина способів ґрунтується на реакціях металів із неметалами, кислотами, лугами, солями. Інші способи передбачають здійснення реакцій між сполуками з основними та кислотними властивостями, а також реакцій обміну за участю солей.



286. Сіль якого типу можна добути за реакцією між простими речовинами? Запишіть кілька відповідних хімічних рівнянь.
287. Запропонуйте якомога більше способів добування:
- а) цинк хлориду;
 - б) купрум(II) сульфату;
 - в) барій карбонату.
- Напишіть рівняння реакцій.
288. Як із натрій сульфату добути натрій хлорид? Як здійснити протилежне перетворення? Наведіть хімічні рівняння й укажіть умови, за яких відбуваються реакції.

289. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі послідовні перетворення:
- а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow AlPO_4$;
 - б) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$;
 - в) $Na_2O \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaOH \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow NaCl$;
 - г) $ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow ZnSO_4$.
290. Доберіть речовини для здійснення перетворень і напишіть відповідні хімічні рівняння:
- а) амфотерний гідроксид (як основа) \rightarrow сіль;
 - б) амфотерний гідроксид (як кислота) \rightarrow сіль;
 - в) сіль 1 \rightarrow сіль 2 \rightarrow сіль 3 (усі солі утворені одним і тим самим металічним елементом).
291. Як добути алюміній хлорид, використовуючи літій оксид, алюміній нітрат, воду і хлоридну кислоту? Складіть відповідні хімічні рівняння і вкажіть умови, за яких відбуваються реакції.
292. Чи можна добути алюміній хлорид, якщо у вашому розпорядженні є лише алюміній сульфат і хлоридна кислота? Відповідь поясніть.
293. Яку масу калій сульфату можна добути за реакцією 14 г калій гідроксиду з необхідною кількістю сульфатної кислоти?
294. У результаті взаємодії 14,6 г суміші цинку і цинк оксиду з достатньою кількістю хлоридної кислоти виділилося 2,24 л водню (н. у.). Яка маса солі утворилася?
295. При нагріванні 46,8 г суміші карбонатів Кальцію і Магнію з достатньою кількістю силіцій(IV) оксиду виділилося 11,2 л газу (н. у.). Обчисліть масові частки силікатів у добутій їхній суміші.

37

Узагальнення знань про неорганічні речовини

Матеріал параграфу допоможе вам:

- цілісно сприйняти класифікацію неорганічних речовин;
- усвідомити зв'язок між типом хімічного елемента і типами його сполук;
- переконатися в тому, що сполуки одного класу (однієї групи) мають аналогічну будову.

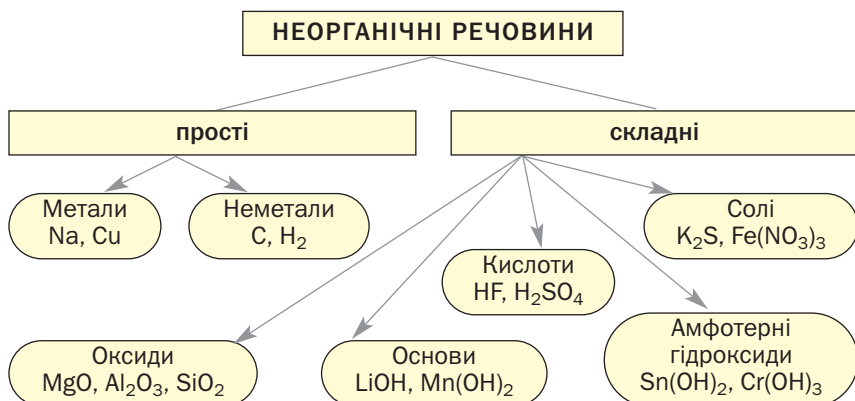
У цьому параграфі підсумовано інформацію, яку ви отримали про прості речовини, оксиди,

основи, кислоти, амфотерні сполуки, солі. Вам відомо, з яких частинок складаються різні неорганічні речовини, а також про типи хімічного зв'язку між цими частинками. Численні факти свідчать про те, що *склад і будова речовин впливають на їхні фізичні та хімічні властивості*.

Класифікація неорганічних речовин. Ви знаєте, що до неорганічних речовин належать прості речовини — метали і неметали, а також значна кількість складних речовин (крім сполук Карбону) (схема 15).

Схема 15

Класифікація найважливіших неорганічних речовин



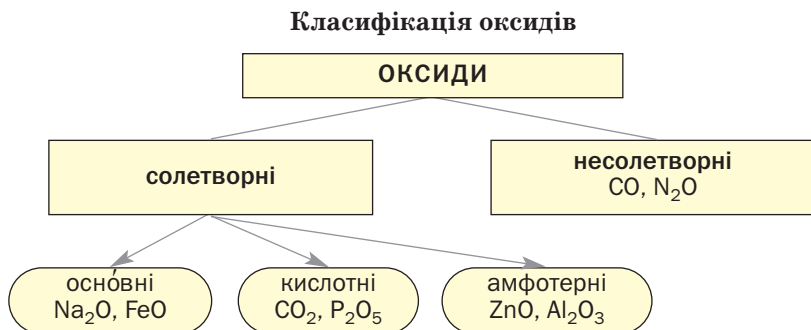
► Які класи (групи) сполук мають загальні формули E_mO_n , $M(OH)_n$, H_nA , $H_mE O_n$, M_nA_n , $M_m(E O_n)_p$?

Оксиди — сполуки елементів з Оксигеном, у яких ступінь окиснення Оксигену становить -2 . Хоча вони й подібні за складом, проте різняться за хімічними властивостями. Існують основні, кислотні й амфотерні оксиди. Усіх їх називають *солетворними оксидами*, бо ці сполуки перетворюються на солі, взаємодіючи з кислотами або основами (амфотерні оксиди реагують і з кислотами, і з основами). До утворення солей також призводять реакції цих оксидів з іншими оксидами.

Кілька оксидів (N_2O , NO , CO , SiO , H_2O) не виявляють ні основних, ні кислотних властивостей.

Їхня загальна назва — *несолетворні оксиди* (схема 16).

Схема 16



Існує відповідність між типом елемента і типом його оксиду.

Металічні елементи можуть утворювати не лише основні та амфотерні оксиди, а й кислотні. Сполуки із загальною формулою M_2O є основними оксидами. До оксидів цього типу належить і більшість сполук, склад яких відповідає формулі MO . Оксиди M_2O_3 і MO_2 переважно є амфотерними, а сполуки M_2O_5 , MO_3 і M_2O_7 належать до кислотних оксидів.

Деякі металічні елементи утворюють оксиди всіх трьох типів. Так, для Хрому відомі основний оксид CrO , амфотерний — Cr_2O_3 і кислотний — CrO_3 . Як бачимо, зі зростанням ступеня окиснення металічного елемента основні властивості його оксидів послаблюються, а кислотні властивості посилюються.

Неметалічні елементи утворюють кислотні й несолетворні оксиди.

Основні та амфотерні оксиди складаються з йонів, а кислотні та несолетворні — з молекул, іоні — з атомів.

Основи — сполуки, утворені йонами металічних елементів M^{n+} і гідроксид-аніонами OH^- . Основи поділяють на розчинні у воді (їх називають лугами) і нерозчинні. Луги хімічно активніші за нерозчинні основи, які не реагують із солями, деякими слабкими кислотами і кислотними оксидами, а при нагріванні розкладаються.

Кислоти — сполуки, до складу молекул яких входять один або кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на атоми (йони) металічних елементів. Частину молекули кислоти — атом або групу атомів, що сполучені з атомом (атомами) Гідрогену, — називають кислотним залишком. Кислоти поділяють за складом на безоксигенові (H_nA) та оксигеновмісні (H_mEO_n), на одно- і багатоосновні, а за хімічною активністю — на сильні, слабкі і кислоти середньої сили.

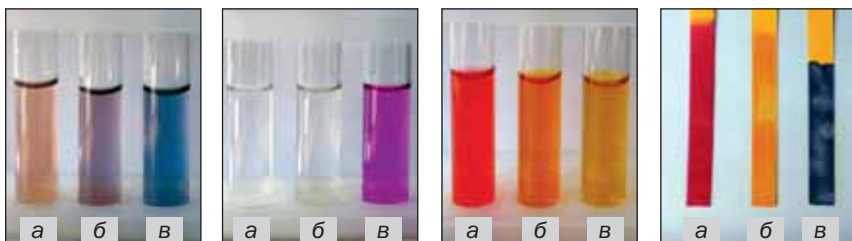
Розрізняти луги і кислоти у розчинах допомагають речовини-індикатори (мал. 75).

Амфотерні гідроксиди — сполуки, подібні до основ за складом, але із двоїтим хімічним характером. Вони взаємодіють з кислотами як основи, а з лугами — як кислоти.

Оснóвні властивості в амфотерних гідроксидів виявляються краще, ніж кислотні. Наприклад, ферум(III) гідроксид $Fe(OH)_3$ досить швидко взаємодіє з розбавленим розчином сильної кислоти, а з розбавленим розчином лугу реагує повільно й не зазнає повного перетворення.

Основи, амфотерні гідроксиди й оксигеновмісні кислоти іноді об'єднують у групу сполук, загальна назва яких — «гідрати оксидів» (тобто сполуки оксидів з водою¹). Використовують також скорочену назву «гідроксиди». Підставою для цього є наявність у формулах сполук гідроксильних груп OH . Якщо формули

Мал. 75.
Забарвлення індикаторів: у розчині кислоти (а), воді (б), розчині лугу (в)



лакмус

фенолфталеїн

метилоранж

універсальний індикатор

¹ Вода з грецької — $hydro$.

основ і амфотерних гідроксидів $M(\text{OH})_n$ містять такі групи, то у формулах оксигеновмісних кислот H_mEO_n їх можна виокремити: $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \Rightarrow \text{SO}_2(\text{OH})_2$.

Соли — сполуки, які складаються з катіонів металічних елементів і аніонів кислотних залишків. Сіль є продуктом реакції між речовиною з основними властивостями і речовиною з кислотними властивостями.

Будова неорганічних речовин. Прості речовини складаються з атомів або молекул. Неметали мають атомну або молекулярну будову; атоми в цих речовинах, їхніх молекулах сполучені неполярними ковалентними зв'язками. Лише в інертних газах зв'язки між атомами відсутні.

Метали складаються з атомів, які розміщені дуже щільно. Електрони легко переходять від одних атомів до інших і зумовлюють у речовині так званий металічний зв'язок. Рухливі електрони надають металам здатність проводити електричний струм, спричиняють особливий («металічний») блиск, високу теплопровідність.

Складні неорганічні речовини мають йонну, молекулярну, іноді — атомну будову. Із йонів складаються основні та амфотерні оксиди, основи, солі.

► Запишіть формули катіонів і аніонів, які містяться в кожній із таких сполук: K_2O , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, MgS , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$.

Кислотні та несолеворні оксиди, а також кислоти мають молекулярну будову. Оскільки в молекулах цих речовин сполучені один з одним атоми різних елементів, ковалентні зв'язки в них є здебільшого полярними.

► Зобразіть графічні формули молекул Cl_2O і HClO_3 . Покажіть стрілками у цих формулах зміщення електронних пар ковалентних зв'язків і вкажіть ступені окиснення всіх елементів.

ВИСНОВКИ

До неорганічних речовин належать прості речовини (метали, неметали), а також багато складних речовин, які поділяють на класи. Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі.

За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні, а солетворні оксиди — на оснóвні, кислотні й амфотерні.

Прості речовини складаються з атомів або молекул, а складні неорганічні речовини — з молекул або йонів.



296. Заповніть таблицю, записавши у відповідні колонки формули оксидів Li_2O , Ag_2O , Cl_2O_7 , MgO , PbO , Al_2O_3 , SiO_2 , ZnO , SO_2 , CrO_3 :

Оксиди		
оснóвні	амфотерні	кислотні

297. Знайдіть відповідність.

Формула оксиду

Тип оксиду

1) MnO ;

а) амфотерний;

2) MnO_2 ;

б) оснóвний;

3) Mn_2O_7 ;

в) несолетворний;

г) кислотний.

298. Назвіть частинки, з яких складаються оксиди Кальцію, Алюмінію, Карбону.
299. Наведіть по одному прикладу кислот, молекули яких містять два, три, чотири, п'ять, шість, сім і вісім атомів.
300. Запишіть хімічні формули відомих вам амфотерних гідроксидів і вкажіть над символами металічних елементів їхні ступені окиснення.
301. Виберіть у наведеному переліку формули солей і поясніть свій вибір: PbI_2 , MgF_2 , PBr_3 , CH_4 , Na_2S , ClF .
302. Співвідношення мас Силіцію, Оксигену та Гідрогену в сполуці, утвореній цими елементами, становить 7 : 16 : 1. Виведіть хімічну

формулу сполуки. До якого класу неорганічних сполук вона належить і чому?

303. Який об'єм газу хлороводню потрібно розчинити за нормальних умов в 1 л води, щоб виготовити хлоридну кислоту із масовою часткою HCl 20 %?

38

Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами

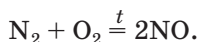
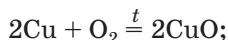
Матеріал параграфа допоможе вам:

- систематизувати хімічні реакції за участю простих речовин;
- з'ясувати можливості взаємоперетворень сполук одного елемента, які належать до різних класів.

У цьому параграфі підбито підсумки хімічних перетворень за участю простих речовин і неорганічних сполук. Прочитавши його, ви краще зрозумієте зв'язки, які існують між різними речовинами, утвореними одним і тим самим елементом, а також можливості їх добування.

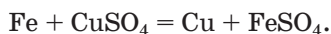
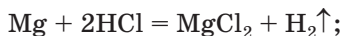
Взаємозв'язки між речовинами, які ґрунтуються на їх походженні та хімічних властивостях, називають *генетичними*¹ зв'язками.

Хімічні перетворення за участю простих речовин. Вам відомо, що більшість простих речовин — металів, неметалів — вступає в реакції з киснем, перетворюючись на оксиди:

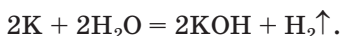


Майже всі метали взаємодіють з кислотами і солями; серед продуктів кожної такої реакції є сіль:

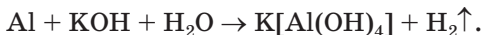
¹Термін походить від грецького слова *genos* — рід, народження.



Найактивніші метали реагують з водою з утворенням лугів:

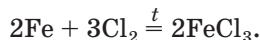
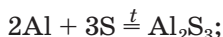


Із лугами взаємодіють метали, утворені елементами, оксиди і гідроксиди яких є амфотерними:



► Перетворіть схему реакції на хімічне рівняння.

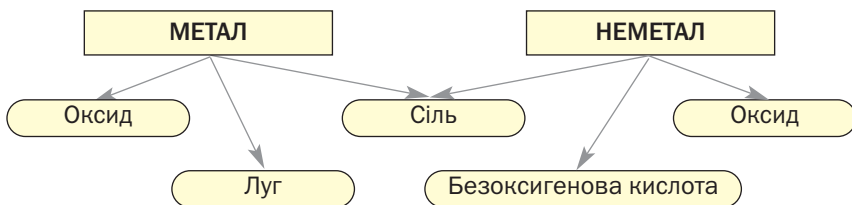
Неметали, які утворені елементами VI та VII груп, вступають у реакції з воднем. Розчини продуктів таких реакцій (H_2S , HF та ін.) є безоксигеновими кислотами. Ці неметали також взаємодіють з металами з утворенням солей:



Здатність простих речовин до хімічних перетворень на сполуки різних класів ілюструє схема 17.

Схема 17

Генетичні зв'язки між простими і складними речовинами



Хімічні реакції за участю складних речовин. Неорганічні сполуки здатні до різноманітних взаємоперетворень.

Майже всі кислотні і деякі основні оксиди взаємодіють з водою. Продуктом реакції в першому випадку є оксигеновмісна кислота, а в другому — луг.

► Складіть рівняння реакцій оксидів з водою з утворенням кислоти HMnO_4 і основи $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

Кожна сполука — оксид, основа, амфотерний гідроксид, кислота — під час певних реакцій перетворюється на відповідну сіль. Нагріванням нерозчинних основ, амфотерних гідроксидів, оксигеновмісних кислот або солей можна добути оксиди.

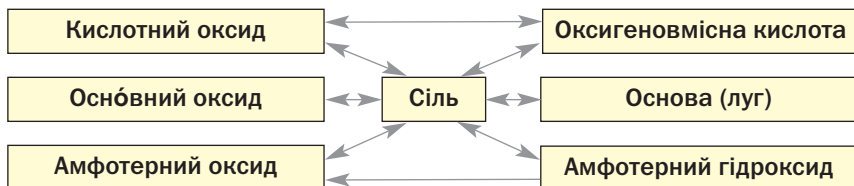
Варто запам'ятати такі закономірності:

- якщо дві сполуки мають аналогічні властивості (наприклад, два основні оксиди, основний оксид і основа), то вони не взаємодіють одна з одною¹;
- реакції між сполуками із протилежними властивостями майже завжди відбуваються;
- амфотерні сполуки взаємодіють зі сполуками основного і кислотного характеру, але не реагують одна з одною.

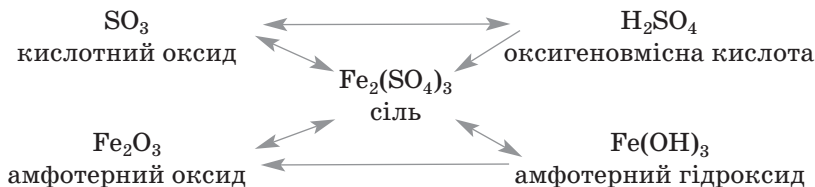
Можливості взаємоперетворень сполук різних класів узагальнює схема 18.

Схема 18

Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

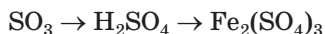


Наводимо аналогічну схему для сполук металічного і неметалічного елементів (Феруму і Сульфуру):



Використовуючи такі схеми, можна планувати й здійснювати послідовні хімічні перетворення неорганічних сполук. Наприклад, запис

¹ Солі є винятками.



указує на можливість добування кислоти із кислотного оксиду та її використання для добування відповідної солі.

Викладений у параграфі матеріал доводить, наскільки важливо при вивченні хімії знати й розуміти генетичні зв'язки між простими речовинами і неорганічними сполуками різних класів — оксидами, основами, кислотами, амфотерними гідроксидами, солями.

ВИСНОВКИ

Взаємозв'язки між речовинами, які ґрунтуються на їх походженні та хімічних властивостях, називають генетичними зв'язками.

За допомогою хімічних реакцій за участю простих речовин можна добувати оксиди, солі, луги, безоксигенові кислоти.

Оксиди, основи, амфотерні гідроксиди, кислоти, солі здатні до взаємоперетворень.



304. Чи можна схему 18 розширити, додавши несолетворний оксид? Відповідь обґрунтуйте.
305. Напишіть рівняння реакцій, у яких вихідними речовинами є лише літій, кисень, вода, а також продукти їхньої взаємодії. Складіть схему відповідних послідовних перетворень.
306. Запишіть кілька схем послідовних перетворень речовин, у яких першою речовиною є метал або неметал, другою — сіль, а третьою — основа чи кислота.
307. Чому нижня стрілка на схемі 18 спрямована лише в один бік? Чи можна, маючи амфотерний оксид, добути відповідний амфотерний гідроксид? У разі позитивної відповіді розкажіть, як би ви здійснили такий експеримент.
308. Запишіть хімічні формули сполук у такі схеми перетворень:
 - а) оксид \rightarrow основа \rightarrow сіль (сполуки Барію);
 - б) оксид \rightarrow кислота \rightarrow сіль (сполуки Фосфору);
 - в) оксид \leftarrow гідроксид \rightarrow сіль (сполуки Алюмінію).Складіть рівняння відповідних реакцій.

309. Напишіть рівняння реакцій, які відповідають такій схемі перетворень: $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2$. Як перетворити кальцій карбонат на кальцій гідроксид за допомогою двох послідовних реакцій?
310. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі послідовні перетворення речовин:
- $\text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 \rightarrow \text{AgBr}$;
 - $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 - $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
 - $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn(OH)}_4] \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO}$;
 - $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuS}$.
311. Доберіть дві солі, які взаємодіють одна з одною в розчині з утворенням двох нерозчинних солей. Запишіть відповідне хімічне рівняння.
312. Натрій масою 1,15 г повністю прореагував із водою, а продукт цієї реакції — із сульфатною кислотою. Обчисліть кількість речовини кислоти, що вступила у другу реакцію.
313. Яка маса алюміній оксиду утвориться при нагріванні алюміній гідроксиду, добутого за реакцією 21,3 г алюміній нітрату із необхідною кількістю розчину лугу?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

Розв'язування експериментальних задач

У цій практичній роботі вам потрібно здійснити перетворення речовин. Передусім з'ясуйте:

- які хімічні реакції належить провести;
- які реактиви вам необхідні;
- які умови потрібно створити для перебігу кожної реакції;
- чи не зашкодить результату досліду надлишок одного з реагентів, а можливо, він буде необхідним;
- чи потрібно нагрівати реагенти.

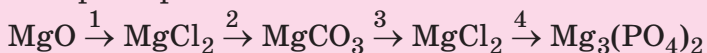
Під час досліду спостерігайте за речовинами і перебігом реакції, робіть необхідні записи в зошиті. Після завершення експерименту проаналізуйте отримані результати і запишіть їх разом із висновками.

ВАРІАНТ I

Здійснення реакцій за схемою хімічних перетворень

У вашому розпорядженні — магній оксид¹, хлоридна кислота, розчини натрій хлориду, натрій карбонату і натрій ортофосфату.

Завдання. Доберіть реактиви (серед виданих) до схеми перетворень



і здійсніть відповідні реакції.

ВАРІАНТ II

Складання схеми хімічних перетворень

і здійснення реакцій

У вашому розпорядженні — розчини ферум(III) хлориду, натрій гідроксиду і натрій ортофосфату, розбавлена сульфатна кислота.

Завдання. Запропонуйте схему перетворень (дозволяється використовувати лише видані розчини)



де *A* — ферум(III) хлорид, *B*, *B* і *G* — інші сполуки Феруму.

Здійсніть відповідні реакції.

Перед виконанням хімічного експерименту за варіантом I або II заповніть таблицю:

Формули	
речовин у схемі перетворень	реактивів (у порядку їх використання)
... → ... → ... → ... (→ ...) (...)

Під час здійснення реакції обміну додавайте невелику порцію розчину другого реагенту для досягнення

¹ Учитель може замінити магній оксид магній гідроксидом.

необхідного результату. Так можна в деяких дослідах уникнути побічних реакцій між реактивом, який використовуємо, і залишком попереднього.

Ваші дії, спостереження (фіксуйте утворення осаду, його зовнішній вигляд, виділення газу, наявність чи відсутність запаху, зміну чи появу забарвлення тощо), висновки, а також хімічні рівняння запишіть у таблицю:

Послідовність дій	Спостереження	Висновки
<i>Дослід 1. Здійснення перетворення ... → ...</i>		
...
Рівняння реакції:		
<i>Дослід 2. ...</i>		



До варіанта I:

314. Який реактив ви не використали в роботі? Чому?
315. Чи зашкодить надлишок реактиву, взятого для здійснення першого перетворення, перебігу другої реакції? Відповідь аргументуйте.
316. Чи можна із магній оксиду добути магній ортофосфат, використавши лише один із виданих реактивів? Чому?
317. Запропонуйте реактиви, за допомогою яких магній оксид можна безпосередньо перетворити на магній ортофосфат. Напишіть відповідні хімічні рівняння.

До варіанта II:

318. Чи можна із ферум(III) хлориду безпосередньо добути сполуку, записану останньою в запропонованій вами схемі перетворень, якщо взяти лише один із виданих реактивів? У разі позитивної відповіді напишіть рівняння реакції.
319. Які послідовні перетворення речовин можна здійснити за відсутності розчину:
 - а) натрій ортофосфату;
 - б) луку?

Відповіді подайте у формі таблиці, наведеної першою в тексті практичної роботи.

Матеріал параграфу допоможе вам:

- дізнатися про забруднення природи неорганічними сполуками;
- усвідомити важливість заходів із запобігання надходженню шкідливих речовин у довкілля.

Речовинне забруднення довкілля. До середини XIX ст. людство використовувало переважно природні речовини і матеріали. Речовини штучного походження добували в невеликих кількостях, обсяги їх споживання були незначними. Довкілля в ті часи майже не зазнавало речовинного забруднення.

Із бурхливим розвитком промисловості, транспорту, сільського господарства почало стрімко зростати добування і використання неіснуючих у природі речовин — металів, мінеральних добрив, різноманітних неорганічних і органічних сполук. Відходи виробництва, надлишки речовин потрапляли в повітря, у річки, водойми, на земну поверхню й негативно впливали на рослини, тварин, здоров'я людей. Нині забруднення нашої планети вважають загрозливим, а деяких її регіонів — навіть катастрофічним.

Забруднення атмосфери газоподібними оксидами. Істотної шкоди довкіллю завдають гази SO_2 і NO_2 . Оксид SO_2 утворюється, коли згоряє паливо, що містить домішки сполук Сульфур. Основне джерело надходження цього газу в атмосферу — теплоелектростанції, які використовують низькосортне вугілля. Оксид NO_2 є продуктом взаємодії з киснем повітря газу NO , який утворюється внаслідок реакції між головними компонентами повітря — азотом і киснем. Ця реакція відбувається в полум'ї під час горіння різних видів палива і пального. Нітроген(IV) оксид також міститься у газових викидах заводів

із виробництва нітратної кислоти. Маючи бурий колір, він надає відповідного відтінку цим викидам (мал. 76).

Взаємодіючи з атмосферною вологою і киснем, оксиди SO_2 і NO_2 перетворюються на кислоти H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_2 , HNO_3 . Разом із дощем і снігом ці кислоти потрапляють на земну поверхню й завдають шкоди рослинам, живим організмам, спричиняють руйнування будівель, історичних пам'яток, пришвидшують корозію металів. Крім цього, сульфатна і нітратна кислоти взаємодіють із деякими речовинами літосфери. Внаслідок таких реакцій утворюються розчинні солі, частина яких містить токсичні йони металічних елементів.

Оксиди Нітрогену також взаємодіють з озоном; це призводить до руйнування озонового шару в атмосфері, який захищає живі організми від шкідливих ультрафіолетових променів сонячного світла.

Чадний газ CO , що утворюється під час неповного згоряння різних видів палива і пального за нестачі кисню, є дуже отруйним. Разом із оксидами Сульфуру і Нітрогену він міститься в сильно забрудненому повітрі над мегаполісами, великими промисловими зонами. Такий стан повітря називають смогом. Смог негативно діє на зелені насадження, спричиняє загострення різних хвороб у людей.

Вам відомо, що в атмосфері є невелика кількість вуглекислого газу CO_2 . Він, а також кілька інших газів (серед них — водяна пара) створюють так званий парниковий ефект, тобто затримують частину теплової енергії на Землі. Через невинне

Мал. 76.
Викид газів,
що містить
оксид NO_2
(так званий
«лисячий
хвіст»)



зростання вмісту вуглекислого газу в повітрі внаслідок розвитку теплоенергетики, автомобільного транспорту в останні десятиліття спостерігається потепління клімату, зменшення льодового покриву в полярних регіонах. Учені не виключають через кілька десятків років підйому рівня Світового океану, що призведе до затоплення багатьох територій, зокрема в Європі.

Забруднення водойм і ґрунту лугами й кислотами. Стічні води деяких хімічних виробництв містять луги (найчастіше — натрій гідроксид). Ці сполуки є небезпечними для рослинного і тваринного світу, спричиняють опіки на шкірі, руйнують слизові оболонки.

Шкідливий вплив лугів на довкілля не тривалий. Луг вступає в реакцію з вуглекислим газом, що є в повітрі, й перетворюється на безпечний карбонат. Аналогічного перетворення зазнає з часом гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (теж луг, їдка речовина), що перебуває в контакті з повітрям.

Нерозчинні основи, на відміну від лугів, набули обмеженого використання. Їх добувають у невеликих кількостях, і потрапляння цих сполук у довкілля не призводить до помітних негативних наслідків.

У хімічній технології найчастіше застосовують сульфатну кислоту, рідше — нітратну і хлоридну кислоти. Залишки цих речовин містяться в стічних водах низки хімічних заводів, підприємств із переробки поліметалічних руд. Названі сполуки мають широкий спектр негативної дії на довкілля, живі організми.

Забруднення земної поверхні солями. Частина солей, які використовуються у різних сферах, є безпечними. Це певною мірою стосується й мінеральних добрив — хлориду і сульфату Калію, фосфатів, нітратів, солей амонію (про ці сполуки йшлося на с. 138). Однак за надмірного внесення їх у ґрунт відповідні йони потрапляють у продукти землеробства і тваринництва, а також водойми, звідки вода подається в населені пункти. Крім цього, надлишок добрив у воді призводить до посиленого росту водоростей (мал. 77),

Мал. 77.
«Цвітіння»
води



подальшого їх гниття й відмирання, що негативно впливає на риб та інших мешканців річок і озер.

Особливу увагу спеціалісти звертають на шкідливий вплив на живу природу та організм людини солей так званих важких металів. Правильна назва таких сполук із погляду хімії — солі металічних елементів із великими значеннями відносних атомних мас. Серед цих елементів — Hg, Pb, Cd, Ba, Cu, Zn, Ni та ін. Не випадково, що для питної води встановлено гранично допустимі концентрації катіонів наведених у переліку елементів, а також інших йонів.

Цікаво знати

Дуже токсичними є солі «легкого» хімічного елемента Берилію.

Дія речовин на організм часто залежить від їх розчинності у воді та хімічних властивостей. Позначки «Отруйна речовина» є на упаковках із розчинними сполуками Барію — гідроксидом, хлоридом, нітратом та ін. Небезпечна для організму й нерозчинна сіль $BaCO_3$. У разі потрапляння в шлунок вона взаємодіє з наявною в ньому хлоридною кислотою й перетворюється на розчинну сіль $BaCl_2$. З іншого боку, барій сульфат $BaSO_4$ безпечний для організму, оскільки не розчиняється у воді та не взаємодіє з хлоридною кислотою. Суміш цієї солі з водою випиває людина перед рентгеноскопичним дослідженням шлунка.

До шкідливих речовин також зараховують розчинні солі, що містять аніони F^- , S^{2-} , CrO_4^{2-} і деякі інші.

Йони F^- у незначній кількості потрібні людині; вони містяться в сполуках Кальцію, які станов-

лять неорганічну основу кісток і зубів. Для запобігання руйнуванню зубів до складу зубних паст додають у малій кількості сполуки Флуору.

Стрімкий розвиток будівництва призводить до накопичення відходів силікатних матеріалів, каменю, залишків бетону. Їх основу становлять силікати та алюмінати. Вони не токсичні, але, потрапляючи на земну поверхню, заважають її використанню для різних цілей. Так само забруднюють довкілля тверді залишки негорючих оксидів і солей після спалювання вугілля на теплоелектростанціях. Значні площі займають терикони — добута із шахт суміш вугілля і ґрунту, непридатна для застосування як паливо (мал. 78).

Заходи зі зменшення забруднення довкілля. Останнім часом помітно зростає використання сонячної енергії, а також енергії вітру та земних надр. На заміну двигунам внутрішнього згоряння приходять електричні двигуни; розширюється виробництво електромобілів. Усе це дає змогу покращити стан атмосферного повітря.

На сучасних підприємствах впроваджуються ефективні методи очищення газових викидів і рідких стоків. Більшість цих методів передбачає здійснення хімічних реакцій із перетворенням шкідливих речовин на безпечні. Якщо речовина, що міститься у стічній воді, має кислотні властивості, то рідину звичайно нейтралізують за допомогою вапна або крейди. У лужні стоки додають розчин сульфатної кислоти — найдешевшої серед кислот. Продукти відповідних реакцій не завдають шкоди довкіллю. Дуже



Мал. 78.
Терикони
в Донецьку

Мал. 79.
Нова
Оболонь
(м. Київ)



вигідним є змішування кислих і лужних промислових стоків, під час якого відбувається їх взаємна нейтралізація. Для очищення стічних вод деяких промислових підприємств проводять реакції обміну з утворенням нерозчинних сполук токсичних елементів, які відокремлюють фільтруванням.

Тверді відходи гірничодобувної промисловості, теплоелектростанцій, металургійних заводів використовують під час прокладання шляхів, у виробництві будівельних сумішей, а іноді піддають додатковій переробці.

До охорони довкілля від забруднень має долучитися кожна людина. Рух за збереження природи для наступних поколінь стає невід'ємною частиною прогресивного розвитку людства (мал. 79).

ВИСНОВКИ

Наслідком інтенсивного розвитку промисловості, транспорту, інших сфер є зростаюче забруднення повітря, гідросфери, земної поверхні різними речовинами. Значна їх частина завдає шкоди рослинам, тваринам, організму людини.

Серед заходів, що реалізує людство з метою збереження природного середовища, — використання відновлювальних джерел енергії, впровадження ефективних технологій зі знешкодженням промислових стоків і газових викидів, прискорений розвиток виробництва транспортних засобів, які не забруднюють повітря.



320. Вам відомо, що вуглекислий газ взаємодіє з водою з утворенням карбонатної кислоти. Чому цей газ не зараховують до оксидів, які зумовлюють появу кислотних опадів?
321. Як ви вважаєте, чи спричиняють кислотні дощі руйнування мармуру, гіпсу, алебастру (основа останніх двох будівельних матеріалів — кальцій сульфат)? Відповідь аргументуйте.
322. Назвіть кілька сполук, які можуть взаємодіяти із сірчистим газом і використовуватися для очищення газових викидів від цього оксиду.
323. Яку масу крейди потрібно взяти для нейтралізації 1 т промислових стічних вод, якщо масова частка в них сульфатної кислоти становить 0,49 %?
324. У якому співвідношенні об'ємів необхідно змішувати кислий та лужний промислові стоки для їх повної взаємної нейтралізації, якщо масова частка хлороводню в одній рідині становить 0,73 %, а масова частка натрій гідроксиду в іншій — 0,16 %? Припустіть, що густина обох рідин така сама, що й води.

Післямова

Завершився навчальний рік, другий рік вивчення вами хімії. Ми впевнені, що вам було цікаво на уроках із цього предмета.

Ви з'ясували, яку інформацію про хімічні елементи містить періодична система, і зрозуміли, наскільки важливо вміти нею користуватися. Періодична система хімічних елементів ілюструє відкритий видатним ученим Д. І. Менделєєвим періодичний закон — основний закон хімії. Цей закон допомагає відкривати нові хімічні елементи, добувати нові речовини, передбачати їхні склад і властивості.

Будова атома вже не є для вас секретом. Ви знаєте й про те, як і чому сполучаються одна з одною найдрібніші частинки речовини. Читаючи підручник, ви «зазирали» всередину кристалів і переконалися, що атоми, молекули або йони розміщені в них у певному порядку. Ви також дізналися, що в хімії порції речовин оцінюють і порівнюють не лише за їхньою масою чи об'ємом, а й за кількістю таких частинок.

Вам стало відомо про галузь хімічної науки, яку називають неорганічною хімією. Ви розширили свої знання про оксиди, основи, кислоти, дізналися про існування інших класів неорганічних сполук — амфотерних гідроксидів і солей. Сподіваємося, що кожний із вас навчився складати формули цих сполук, прогнозувати їхні хімічні властивості, пропонувати способи добування складних речовин, а також розв'язувати розрахункові задачі нових типів.

Для вас уже не є таємницею і те, що хімія допомагає збагнути фундаментальні перетворення в природі, збагачує знаннями про їх суть і закономірності. Усі ви поступово переконуєтеся, що, вивчаючи хімію, готуєте себе передусім до повноцінного використання різноманітних можливостей, які постійно відкриватиме

вам повсякденне життя. Багато з вас обере професії і види діяльності, які значною мірою базуються на досягненнях хімії. Тому уважне і вдумливе опрацювання підручника, творча діяльність на уроці, наполегливість і спостережливість в усьому — важливі передумови ваших майбутніх успіхів.

Матеріал з хімії в 9 класі теж буде цікавим. Ви поглибите свої уявлення про розчини, дізнаєтеся про особливості перебігу хімічних реакцій, ознайомитеся з найважливішими органічними речовинами, зокрема й тими, які є в земних надрах, рослинах, тваринах, організмі людини.

Бажаємо вам добре відпочити влітку, а в 9 класі досягти нових успіхів у вивченні хімії, отримати задоволення від пізнання її таємниць і здійснення цікавих хімічних дослідів.

Автори

Відповіді до задач і вправ

1 розділ

20. а) До Стронцію найбільш подібні Кальцій і Барій.
33. Різновидів молекул води — 9, значень їх маси — 5.
34. Відповідь залежить від того, один чи кілька нуклідів елемента є в природі.
36. ^{10}B .
39. s -Орбіталь є сферою; вона однакова в усіх напрямках.
43. Не завжди. $4s$ -електрон має трохи нижчу енергію, ніж $3d$ -електрон.
49. Оксиген, Магній.
52. Такі символи мають 8 елементів.
61. Cl, H, Fe.
75. $w(\text{O}) = 47,1 \%$.

2 розділ

82. Йон P^{3-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
83. Одна із частинок — катіон Mg^{2+} .
85. Одна із частинок — йон K^+ .
86. В атомі Оксигену.
89. Найбільший радіус у йона Cl^- , найменший — у йона Ca^{2+} .
94. Останній запис — 4 формульні одиниці сполуки; кожна формульна одиниця складається із двох катіонів K^+ і одного аніона CO_3^{2-} .

95. Йони Li^+ і N^{3-} ; йони K^+ і OH^- .
96. б) CaO .
97. $w(\text{OH}^-) = 58,7 \%$.
111. а.
118. Температури плавлення і кипіння речовин залежать від маси молекул (подумайте, як це можна пояснити).
126. У сполуці $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ — $\overset{+5}{\text{N}}$.
128. а) У сполуці HCN — $\overset{+2}{\text{C}}$;
в) у сполуці NH_2OH — $\overset{-1}{\text{N}}$.

3 розділ

130. в) $n(\text{P}) = 1/3$ моль; $n(\text{H}) = 1$ моль.
132. $n(\text{O}) = 8$ моль.
133. б) $n(\text{CO}_2) = 1$ моль.
134. Може (для простих речовин молекулярної будови, складних речовин атомної та молекулярної будови).
135. $n(\text{CaCl}_2) = 5$ моль; $N(\text{Cl}^-) = 6,02 \cdot 10^{24}$.
136. а) $n(\text{CH}_4) = 1$ моль;
б) $n(\text{CH}_4) = 0,3$ моль;
в) $n(\text{CH}_4) = 1$ моль.
137. а) $n(\text{NaCl}) = 0,2$ моль;
б) $n(\text{NaCl}) = 3$ моль;
в) $n(\text{NaCl}) = 0,6$ моль.
138. $n(\text{Fe}) : n(\text{O}) : n(\text{H}) = 1 : 3 : 3$.
144. $m(\text{Mg}_3\text{P}_2) = 33,5$ г.
148. $N(\text{атомів}) \approx 4,8 \cdot 10^{23}$.
150. Кількість іонів Mg^{2+} більша.
151. $m(\text{молекули } \text{H}_2\text{O}) \approx 3 \cdot 10^{-23}$ г.
154. $M(\text{газу}) = 32$ г/моль.
156. $m(\text{CO}_2) = 982$ г.
158. В 1 л води.
159. $V(\text{H}_2) : V(\text{CH}_4) = 8 : 1$.
162. $\rho(\text{пов.}) = 1,295$ г/л.
166. $M_r(\text{газу } A) \approx 46$.
167. Газ важчий за метан в 1,07 раза.
168. $\rho(X) = 1,16$ г/л; $D_Y(X) = 1,62$.
169. $D_{\text{N}_2}(\text{газу}) = 1,57$.

4 розділ

177. б) $m(\text{NO}) \approx 5 \text{ г.}$

178. $V(\text{CO}_2) = 560 \text{ л.}$

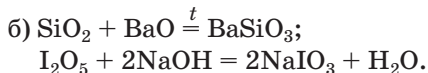
185. У барій гідроксиді.

191. $\text{H}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{Te}}-\text{O}-\text{H.}$

203. Найбільше йонів — у барій хлориді.

204. б.

209. а) $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 = \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2;$



210. Можливі 6 реакцій.

218. $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 32,8 \text{ г.}$

220. $V(\text{CO}_2) = 11,2 \text{ л.}$

221. $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 71 \text{ г; } w(\text{P}_2\text{O}_5) = 78 \text{ \% .}$

222. $m(\text{SO}_2) = 0,64 \text{ г; } m(\text{CO}_2) = 0,88 \text{ г.}$

226. а) $2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O};$



227. Можливі 3 реакції.

230. $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 3,8 \text{ г.}$

231. $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ л.}$

233. $w(\text{NaOH}) = 31,9 \text{ \% .}$

238. Можливі 3 реакції.

240. Візьміть до уваги властивості одного із продуктів реакції.

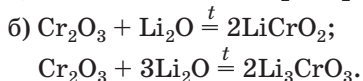
242. $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8 \text{ г.}$

243. $w(\text{Ag}) = 79,7 \text{ \% .}$

244. $m(\text{HNO}_3) = 25,2 \text{ г.}$

246. б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{LiOH} (\text{розчин}) = \text{Li}[\text{Al}(\text{OH})_4];$
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{LiOH} (\text{розчин}) = \text{Li}_3[\text{Al}(\text{OH})_6].$

247. а) $\text{SnO} + 2\text{NaOH} \overset{t}{=} \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O};$



250. $\text{Cr}(\text{OH})_3.$

251. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 8 \text{ г.}$

252. Ні.

256. Відбуваються 3 реакції.

258. $m(\text{FeF}_3) = 2,26 \text{ г.}$

259. Так.

260. $m(\text{Cu}) = 6,4 \text{ г.}$

261. $m(\text{NaNO}_3) = 8,5 \text{ г; } m(\text{KNO}_3) = 20,2 \text{ г.}$

266. При нагріванні розкладаються 5 сполук.
268. Можна застосовувати 2 способи.
269. $V(\text{CO}_2) = 5,6$ л; $V(\text{SO}_2) = 11,2$ л.
270. Так.
271. $D_{\text{пов.}}(\text{суміші}) = 1,49$.
272. $w(\text{C}) = 75\%$.
277. Використайте амфотерність станум(II) оксиду.
278. $m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 17,1$ г.
279. Ні.
282. Використати сульфатну кислоту в чотирьох реакціях можна.
284. $m(\text{NaNO}_3) = 68$ г.
285. $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,2$ моль.
292. Можна, здійснивши не одну, а дві реакції.
293. $m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 21,75$ г.
294. $m(\text{солі}) = 27,2$ г.
295. $w(\text{CaSiO}_3) = 63,5\%$.
302. Сполука є кислотою.
303. $V(\text{HCl}) = 122,7$ л.
311. Приклад такої реакції: $\text{ZnSO}_4 + \text{BaS} = \text{ZnS}\downarrow + \text{BaSO}_4\downarrow$.
312. $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,025$ моль.
313. $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1$ г.
320. Зважте на вміст вуглекислого газу в повітрі та хімічну активність карбонатної кислоти.
323. $m(\text{CaCO}_3) = 5$ кг.
324. $V(\text{кисл.}) : V(\text{лужн.}) = 1 : 5$.

Словник термінів

Амфотерність — здатність сполуки (оксиду, гідроксиду) виявляти як основні, так і кислотні властивості.

Аніон — негативно заряджений йон.

Атомна частка нукліда — відношення кількості атомів нукліда до загальної кількості атомів елемента.

Безоксигенова кислота — кислота, у молекулі якої відсутні атоми Оксигену.

Валентні електрони — електрони, які можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку.

Вищий оксид — оксид, у якому елемент виявляє найбільше значення валентності.

Відносна атомна маса — відношення маси атома до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Відносна густина газу за іншим газом — відношення маси певного об'єму газу до маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових температури і тиску).

Відносна молекулярна маса — відношення маси молекули до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Відносна формульна маса — відношення маси формульної одиниці речовини до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Галогени — елементи головної підгрупи VII групи періодичної системи (Флуор, Хлор, Бром, Йод), а також відповідні прості речовини.

Генетичний зв'язок — взаємозв'язок між речовинами, який ґрунтується на їх походженні і хімічних властивостях.

Група (періодичної системи) — стовпчик у періодичній системі.

Електрон — негативно заряджена частинка, складова атома.

Електронегативність — властивість атома елемента зміщувати до себе електронну пару, спільну з атомом іншого елемента.

Електронна формула — запис, який відображає електронну будову атома чи молекули.

Електронний октет — 8-електронна оболонка атома.

Енергетичний рівень — фрагмент сучасної моделі атома, який об'єднує електрони з майже однаковою енергією.

Зовнішні електрони — електрони останнього енергетичного рівня атома.

Ізотопи — види атомів з однаковою кількістю протонів і різною кількістю нейтронів, або нукліди одного елемента.

Індикатор — речовина, яка змінює забарвлення під дією лугу (кислоти).

Інертні елементи — елементи головної підгрупи VIII групи періодичної системи (Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон, Радон). Прості речовини цих елементів називають інертними газами.

Істинна формула — формула, яка показує реальний склад молекули.

Йонний зв'язок — зв'язок між протилежно зарядженими йонами в речовині.

Катіон — позитивно заряджений йон.

Кислота — сполука, молекула якої містить один або кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на один або кілька атомів (йонів) металічного елемента.

Кислотний залишок — частина молекули кислоти, з якою сполучені атоми Гідрогену.

Кислотний оксид — оксид, який відповідає оксигеновмісній кислоті.

Кислототворний елемент — елемент, який утворює кислоту.

Кількість речовини — фізична величина, яка визначається кількістю формульних одиниць (атомів, молекул, груп атомів або йонів) у певній порції речовини.

Класифікація — поділ об'єктів (предметів, живих організмів, явищ тощо) на групи або класи за певними ознаками.

Ковалентний зв'язок — зв'язок між атомами, зумовлений існуванням спільних електронних пар.

Кристалічні ґратки — модель будови кристалічної речовини.

Луг — водорозчинна основа.

Лужні елементи — елементи головної підгрупи I групи періодичної системи (Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій). Прості речовини цих елементів називають лужними металами.

Лужноземельні елементи — елементи головної підгрупи II групи періодичної системи (Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій). Прості речовини цих елементів називають лужноземельними металами.

Моль — одиниця вимірювання кількості речовини; порція речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ її формульних одиниць.

Молярна маса — маса 1 моль речовини. Молярна маса чисельно дорівнює відносній атомній, молекулярній чи формульній масі.

Молярний об'єм — об'єм 1 моль речовини.

Найпростіша формула — формула, яка відображає співвідношення кількості атомів або йонів у сполуці.

Нейтрон — електронейтральна частинка, складова атома; міститься в атомному ядрі.

Неорганічна хімія — розділ хімічної науки, який охоплює неорганічні речовини.

Неполярний ковалентний зв'язок — ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар не зміщені в бік одного з атомів.

Несолетворний оксид — оксид, який не взаємодіє з кислотами, основами й не утворює солей.

Нормальні умови — температура $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиск 760 мм рт. ст. ($101,3\text{ кПа}$).

Нуклід — будь-який вид атомів.

Нуклон — загальна назва частинок (протона і нейтрона), з яких складаються ядра атомів.

Нуклонне число — сумарна кількість протонів і нейтронів в атомі.

Оксигеновмісна кислота — кислота, у молекулі якої містяться атоми Оксигену.

Оксид — сполука елемента з Оксигеном, у якій Оксиген виявляє ступінь окиснення -2 .

Орбіталь — частина простору в атомі, де перебування електрона найбільш імовірне.

Основа — сполука, яка складається з катіонів металічного елемента й аніонів OH^- .

Оснóвний оксид — оксид, який відповідає основі.

Оснóвність — характеристика кислоти, яка визначається кількістю атомів Гідрогену в молекулі, здатних заміщуватися на атоми (йони) металічного елемента.

Період — фрагмент природного ряду елементів від лужного елемента до інертного.

Підгрупа — частина групи періодичної системи.

Підрівень — частина енергетичного рівня з електронами однакової енергії.

Подвійний зв'язок — зв'язок, утворений двома спільними електронними парами.

Полярний ковалентний зв'язок — ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік одного з атомів.

Потрійний зв'язок — зв'язок, утворений трьома спільними електронними парами.

Простий зв'язок — зв'язок, утворений однією спільною електронною парою.

Протон — позитивно заряджена частинка, складова атома; міститься в атомному ядрі.

Протонне число — кількість протонів в атомі.

Радіус атома — відстань від центра ядра до сферичної поверхні, якої торкаються орбіталі з електронами останнього енергетичного рівня.

Реакція заміщення — реакція між простою і складною речовинами, в результаті якої утворюються нові проста і складна речовини.

Реакція нейтралізації — реакція між основою та кислотою.

Реакція обміну — реакція між двома сполуками, під час якої вони обмінюються своїми складовими.

Ряд активності металів — ряд, у якому метали розміщені за зменшенням їх хімічної активності.

Сіль — сполука, що складається з катіонів металічного елемента й аніонів кислотного залишку.

Солевотворний оксид — оксид, який взаємодіє з кислотами або/і основами й утворює солі.

Спін — властивість електрона, яку умовно подають як його обертання навколо власної осі.

Ступінь окиснення — умовний цілочисельний заряд атома в речовині.

Сублімація — перетворення твердої речовини при нагріванні на газ, минаючи рідкий стан.

Формульна одиниця речовини — атом, молекула, група атомів або йонів, відображені в її хімічній формулі.

Хімічний елемент — вид атомів із певним протонним числом (певним зарядом ядра).

Хімічний зв'язок — взаємодія між атомами, молекулами, йонами, завдяки якій частинки утримуються разом.

Число Авогадро — $6,02 \cdot 10^{23}$ (кількість формульних одиниць в 1 моль речовини).

Предметний покажчик

А

- Амфотерні сполуки 169
 - властивості 170
 - добування 191
- Амфотерність 169
- Аніон 68
- Атомна частка 28

В

- Відносна атомна маса 29
- Відносна густина газу 116
- Відносна молекулярна маса 29

Г

- Галогени 8, 9
- Генетичні зв'язки 208
- Гідрати оксидів 59
- Група (періодичної системи) 18

Е

- Електронегативність 84
- Електрони
 - зовнішні 39
 - неспарені 34
 - спарені 34
- Електронна оболонка 34

- Електронна формула атома 38
 - графічний варіант 38
 - молекули 80
- Електронний октет 68
- Електронні орбіталі (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) 33
- Елементи
 - інертні 9
 - лужні 9
 - лужноземельні 9
- Енергетичний підрівень 34
- рівень 34

З

- Закон
 - Авогадро 112
 - Гей-Люссака 115
- Зв'язок
 - йонний 73
 - ковалентний 80
 - неполярний 84
 - подвійний 81
 - полярний 84
 - потрійний 81
 - простий 81

І

- Ізотопи 26
- Інертні гази 9

Й

Йон 68

Йонні сполуки 73

будова 74

властивості 76

К

Катіон 68

Кислоти 130,205

безоксигенові 130

використання 166

добування 194

класифікація 131, 161

назви 133

оксигеновмісні 130

поширеність 134

середньої сили 161

сильні 161

склад 130

слабкі 161

фізичні властивості 160

хімічні властивості 161

Кислотний залишок 131

Кислототворний елемент 131

Кількість речовини 99

Класифікація 7

неорганічних речовин 203

хімічних елементів 7, 12

Кристал 74

Кристалічні ґратки 75

Л

Луги 127, 153

добування 190

М

Метали 7, 206

лужні 7

лужноземельні 8

Міжмолекулярна

взаємодія 87

Молекулярні речовини 87

властивості 87

Моль 100

Молярна маса 105

Молярний об'єм 110

Н

Нейтрон 22

Неметали 7, 206

Неорганічна хімія 122

Нормальні

умови 111

Нуклід 27

Нуклон 22

Нуклонне число 23

О

Оксиди 123, 124, 203

амфотерні 57

будова 141

використання 144

вищі 57

добування 186

кислотні 57, 130

класифікація 203

назви 124

несолетворні 204

основні 57, 127

поширеність 125

солетворні 203

фізичні властивості 141

формули 124

хімічні властивості 142

Орбіталь 32

Основи 127, 204

використання 158

добування 190

назви 128

фізичні властивості 153

формули 127

хімічні властивості 154

П

Період 17

великий 17

малий 17

Періодична система 16
довгий варіант 16
короткий варіант 16
Періодичний закон 14, 30
фізична суть 45
Підгрупа
головна 18
побічна 18
Правило
електронеутральності 74, 95
«октав» 10
Принцип найменшої
енергії 38
Природний ряд елементів 14
Протон 22
Протонне число 22

Р

Радіус атома 46
Реакція
заміщення 162
нейтралізації 156
обміну 143
Ряд активності металів 163

С

Солі 136, 206
використання 179
добування 197

назви 137
поширеність 138
фізичні властивості 174
формули 137
хімічні властивості 175
Спін електрона 33
Стала Авогадро (*див.* Число
Авогадро)
Ступінь окиснення 94

Т

Таблиця розчинності 127

Ф

Формула
істинна 89
найпростіша 89
Формульна одиниця 74, 99

Х

Хімічний елемент 23
характеристика 49
Хімічний зв'язок 66

Ч

Число Авогадро 100

Література для учнів

1. Аликберова Л. Ю. Занимательная химия: Книга для учащихся, учителей и родителей / Л. Ю. Аликберова. — М. : АСТ-ПРЕСС, 2002. — 560 с.
2. Большая детская энциклопедия: Химия / сост. К. Люцис. — М. : Русское энциклопедическое товарищество, 2001. — 640 с.
3. Василега М. Д. Цікава хімія / М. Д. Василега. — К. : Рад. шк., 1989. — 188 с.
4. Карцова А. А. Химия без формул / А. А. Карцова. — СПб. : Авалон ; Азбука-классика, 2005. — 112 с.
5. Крикля Л. С. Хімія: задачі та вправи. 8 клас. / Л. С. Крикля, П. П. Попель. — К. : ВЦ «Академія», 2002. — 232 с.
6. Левицкий М. М. Увлекательная химия. Просто о сложном, забавно о серьезном / М. М. Левицкий. — М. : АСТ ; Астрель, 2008. — 448 с.
7. Леенсон И. А. 100 вопросов и ответов по химии : учеб. пособие / И. А. Леенсон. — М. : АСТ ; Астрель, 2002. — 347 с.
8. Леенсон И. А. Дивовижна хімія / І. А. Леенсон. — Х. : Ранок, 2011. — 176 с.
9. Мур Дж. Химия для «чайников» : пер. с англ. / Дж. Мур. — М. : И. Д. Вильямс, 2007. — 320 с.
10. Степин Б. Д. Занимательные задания и эффектные опыты по химии / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Дрофа, 2002. — 432 с.
11. Степин Б. Д. Книга по химии для домашнего чтения / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Химия, 1995. — 400 с.
12. Химия. (Иллюстрированная энциклопедия школьника). — М. : Мир энциклопедий, 2006. — 96 с.
13. Химия: Школьный иллюстрированный справочник : пер. с англ. — М. : РОСМЭН, 1998. — 128 с.
14. Химия: Энциклопедия химических элементов / под ред. А. М. Смолеговского. М. : Дрофа, 2000. — 432 с.

15. Энциклопедический словарь юного химика / сост. В. А. Крицман, В. В. Станцо. — М. : Педагогика, 1990. — 319 с.
16. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия / глав. ред. В. А. Володин. — М. : Аванта+, 2000. — 640 с.
17. Яковішин Л. О. Цікаві досліді з хімії: у школі та вдома / Л. О. Яковішин. — Севастополь : Біблекс, 2006. — 176 с.

Інтернет-сайти, які містять цікавий матеріал з хімії

1. <http://www.alhimik.ru>
2. <http://chemistry-chemists.com>
3. <http://chemworld.narod.ru>
4. <http://www.hemi.nsu.ru>
5. <http://www.hij.ru>
6. <http://www.xumuk.ru>
7. <http://www.school-collection.edu.ru>

Зміст

Шановні восьмикласники!	3
-------------------------------	---

1 розділ

Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома

§ 1. Перші спроби класифікації хімічних елементів	5
§ 2. Періодичний закон Д. І. Менделєєва	11
§ 3. Періодична система хімічних елементів	16
§ 4. Будова атома	21
§ 5. Ізотопи. Сучасне формулювання періодичного закону	25
§ 6. Сучасна модель атома	32
§ 7. Електронна будова атомів	38
§ 8. Періодичний закон і електронна будова атомів	44
§ 9. Характеристика хімічного елемента	49
§ 10. Періодична система, хімічний характер елементів і властивості простих речовин	52
§ 11. Періодична система і хімічні властивості сполук	57
§ 12. Значення періодичного закону	62
<i>Для допитливих.</i> Перший варіант періодичної системи хімічних елементів	65

2 розділ

Хімічний зв'язок і будова речовини

§ 13. Стійкість електронних оболонок. Йони	66
§ 14. Йонний зв'язок. Йонні сполуки	73
§ 15. Ковалентний зв'язок.....	78
§ 16. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Електронегативність елементів	83
§ 17. Речовини молекулярної та атомної будови.....	87
<i>Домашній експеримент. Дослідження фізичних властивостей речовин з різними типами кристалічних ґраток: води, кухонної солі, піску</i>	92
§ 18. Ступінь окиснення	93

3 розділ

Кількість речовини.

Розрахунки за хімічними формулами

§ 19. Кількість речовини.....	98
§ 20. Молярна маса.....	105
§ 21. Молярний об'єм. Закон Авогадро	109
<i>Для допитливих. Співвідношення об'ємів газів у хімічних реакціях</i>	115
§ 22. Відносна густина газу	116
<i>Для допитливих. Про середню молярну масу повітря.....</i>	120

4 розділ

Основні класи неорганічних сполук

§ 23. Оксиди.....	123
§ 24. Основи.....	126
<i>Для допитливих. Незвичайна основа</i>	129
§ 25. Кислоти.....	130
§ 26. Солі.....	136
§ 27. Будова, властивості та використання оксидів	140

§ 28. Розрахунки за хімічними рівняннями.....	147
§ 29. Властивості та використання основ.....	153
§ 30. Властивості та використання кислот.....	159
<i>Домашній експеримент. Дія на сік буряка</i> лимонного соку, розчину харчової соди, мильного розчину.....	168
§ 31. Амфотерні оксиди та гідроксиди.....	169
§ 32. Властивості та використання солей.....	174
<i>Для допитливих. Кислі солі.....</i>	181
П р а к т и ч н а р о б о т а № 1. Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук.....	182
<i>Варіант I. Дослідження хімічних властивостей</i> хлоридної кислоти.....	182
<i>Варіант II. Дослідження властивостей</i> нікель(II) сульфату.....	184
§ 33. Способи добування оксидів.....	185
§ 34. Способи добування основ і амфотерних гідроксидів.....	190
§ 35. Способи добування кислот.....	193
§ 36. Способи добування солей.....	197
§ 37. Узагальнення знань про неорганічні речовини.....	202
§ 38. Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами.....	208
П р а к т и ч н а р о б о т а № 2. Розв'язування експериментальних задач.....	212
<i>Варіант I. Здійснення реакцій</i> за схемою хімічних перетворень.....	213
<i>Варіант II. Складання схеми</i> хімічних перетворень і здійснення реакцій.....	213
§ 39. Неорганічні сполуки, довкілля і людина.....	215
Післямова.....	222
Відповіді до задач і вправ.....	224
Словник термінів.....	228
Предметний покажчик.....	232
Література для учнів.....	235

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

XІМІЯ

Підручник для 8 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено

Редактор Г. Т. Сенькович
Коректор Н. А. Ганжа
Художнє оформлення В. М. Штогриня
Комп'ютерна верстка Є. М. Байдюка

Формат 60×90/16. Ум. друк. арк. 15.
Наклад 169 776 прим. Зам.

Видавничий центр «Академія»,
м. Київ, вул. Дегтярівська, 38—44.
Тел./факс: (044) 483-12-11; 456-84-63.
E-mail: academia.book@gmail.com
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 555 від 03.08.2001 р.

Видрукувано у ТОВ «ТРИАДА ПРИНТ»
вул. Киргизька, 19, м. Харків, 61105.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 4594 від 12.08.2013 р.